

LÊ KIM LONG (Tổng Chủ biên)
ĐẶNG XUÂN THƯ (Chủ biên)
NGUYỄN THU HÀ – NGUYỄN VĂN HẢI – LÊ TRỌNG HUYỀN – VŨ ANH TUẤN

HOÁ HỌC 10

SÁCH GIÁO VIÊN





NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

LÊ KIM LONG (Tổng Chủ biên)
ĐẶNG XUÂN THƯ (Chủ biên)
NGUYỄN THU HÀ – NGUYỄN VĂN HẢI – LÊ TRỌNG HUYỀN – VŨ ANH TUẤN

HOÁ HỌC

10

SÁCH GIÁO VIÊN

NHÀ XUẤT BẢN GIÁO DỤC VIỆT NAM

QUY ƯỚC VIẾT TẮT DÙNG TRONG SÁCH

HS	học sinh
GV	giáo viên
SGK	sách giáo khoa
SGV	sách giáo viên
THCS	trung học cơ sở
THPT	trung học phổ thông
CT	Chương trình
GDPT	giáo dục phổ thông
NTHH	nhận thức hoá học
THTN	tìm hiểu tự nhiên
VDKT	vận dụng kiến thức
GTHT	giao tiếp và hợp tác
GQVĐ	giải quyết vấn đề

LỜI NÓI ĐẦU

Sách giáo viên *Hoá học 10*, bộ sách *Kết nối tri thức với cuộc sống* của Nhà xuất bản Giáo dục Việt Nam, là tài liệu tham khảo cho giáo viên trong việc xây dựng kế hoạch dạy học và giảng dạy môn Hoá học lớp 10. Sách được biên soạn bám sát theo Chương trình giáo dục phổ thông môn Hoá học do Bộ Giáo dục và Đào tạo ban hành ngày 26 tháng 12 năm 2018.

Sách giáo viên *Hoá học 10* bổ sung một số nội dung khoa học cần cho giáo viên, giới thiệu với giáo viên phương án dạy các bài học trong sách giáo khoa, hướng dẫn giáo viên tổ chức các hoạt động học tập đa dạng mang tính khám phá, dựa trên thí nghiệm và tình huống thực tiễn của cuộc sống, hướng dẫn giáo viên giúp học sinh mở rộng hiểu biết về Hoá học, phát triển năng lực và trau dồi phẩm chất, đồng thời định hướng cho học sinh lựa chọn ngành nghề liên quan đến Hoá học.

Sách gồm hai phần:

Phần một. Hướng dẫn chung

Phần một giới thiệu những đặc điểm cơ bản của Chương trình giáo dục phổ thông môn Hoá học ban hành năm 2018 và sách giáo khoa *Hoá học 10*.

Phần hai. Hướng dẫn dạy học

Phần hai tập trung vào việc giới thiệu các phương án tổ chức hoạt động dạy và học cho từng bài trong chuyên đề. Mỗi bài đều có các mục chính sau đây:

I. MỤC TIÊU

II. CHUẨN BỊ

III. THÔNG TIN BỔ SUNG

IV. GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

V. HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

VI. GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

Các phương án tổ chức hoạt động dạy và học trong mỗi bài bao gồm từ nội dung, hình thức tổ chức, phương thức đánh giá, những điều cần lưu ý,... đến phân phối thời gian đều chỉ là những gợi ý. Các thầy, cô giáo tuỳ ý lựa chọn, điều chỉnh, sáng tạo ra các phương án riêng của mình sao cho phù hợp với đặc điểm của học sinh, điều kiện dạy và học ở địa phương, trường và lớp.

Mong rằng cuốn sách này có thể góp phần giúp các thầy, cô dạy tốt môn Hoá học lớp 10. Các tác giả rất mong nhận được ý kiến đóng góp, nhận xét của các thầy, cô và bạn đọc.

Các tác giả

MỤC LỤC

PHẦN MỘT — HƯỚNG DẪN CHUNG

I. MỘT SỐ ĐẶC ĐIỂM MÔN HỌC VÀ QUAN ĐIỂM XÂY DỰNG CHƯƠNG TRÌNH MÔN HOÁ HỌC

1. ĐẶC ĐIỂM MÔN HỌC

Ở bậc THPT, Hoá học là môn học thuộc lĩnh vực khoa học tự nhiên được lựa chọn theo nguyện vọng và định hướng nghề nghiệp của HS. CT có phần dành cho mọi HS và phần các chuyên đề học tập dành cho những HS có yêu thích khoa học tự nhiên và có định hướng các ngành, nghề có liên quan và sử dụng nhiều về hoá học. Trên cơ sở yêu cầu trang bị cho HS kiến thức nền tảng ở giai đoạn giáo dục cơ bản, CT Hoá học dành cho mọi HS trình bày những nội dung cốt lõi và thiết thực nhất của hoá học trong đó chú trọng đến các nội dung mang tính ứng dụng cao trong công nghệ và đời sống.

Phương pháp thực nghiệm là phương pháp cơ bản của Hoá học nên CT coi trọng việc rèn luyện cho HS năng lực tìm hiểu các thuộc tính của đối tượng hoá học thông qua thí nghiệm, thực hành.

CT tập trung vào việc hình thành và phát triển năng lực nhận thức hoá học, chiếm lĩnh tri thức và vận dụng kiến thức, kĩ năng đã học để tìm hiểu và giải quyết các vấn đề hoá học, khoa học tự nhiên trong học tập cũng như của thực tiễn cuộc sống.

CT góp phần hình thành và phát triển phẩm chất của HS thông qua việc định hình và phát triển thế giới quan khoa học, tình yêu quê hương đất nước, tôn trọng các quy luật của tự nhiên, giữ gìn và bảo vệ thiên nhiên, ứng xử với thiên nhiên một cách khoa học, phù hợp với yêu cầu phát triển bền vững.

2. QUAN ĐIỂM XÂY DỰNG CHƯƠNG TRÌNH

– CT môn Hoá học được xây dựng dựa trên những quan điểm cơ bản sau:

Kế thừa và phát huy các ưu điểm của CTGDPT 2006 môn Hoá học, tiếp thu kinh nghiệm xây dựng CT môn Hoá học của các nước có nền giáo dục tiên tiến trên thế giới, đồng thời tiếp cận các thành tựu hiện đại của khoa học giáo dục và khoa học Hoá học phù hợp với trình độ nhận thức, tâm lí lứa tuổi của HS và điều kiện phát triển xã hội của nước ta.

– Chú trọng bản chất, ý nghĩa của các đối tượng hoá học, đề cao tính thực tiễn, tránh khuynh hướng nặng về tính toán. CT tạo điều kiện để GV giúp HS phát triển tư duy khoa học, rèn luyện các đức tính tự tin, trung thực, kích thích hứng thú học tập của HS, tăng cường khả năng vận dụng kiến thức và kĩ năng hoá học vào thực tiễn cuộc sống.

– Coi trọng các phương pháp đặc thù của hoá học, góp phần phát huy tính chủ động và sáng tạo của HS nhằm hình thành và phát triển các năng lực đặc thù của môn Hoá học.

– CT được xây dựng theo hướng mở, không quy định chi tiết về nội dung dạy học, chỉ quy định những yêu cầu HS cần đạt, đưa ra các định nghĩa cụ thể cho các khái niệm, các phát biểu cụ thể cho các định luật trong trường hợp có thể có những cách hiểu khác nhau.

II MỘT SỐ ĐẶC ĐIỂM CỦA SÁCH GIÁO KHOA HOÁ HỌC 10

1. QUAN ĐIỂM BIÊN SOẠN

1.1. Tuân thủ định hướng đổi mới giáo dục phổ thông

Vì định hướng đổi mới giáo dục phổ thông được thể hiện trong mục tiêu giáo dục của CTGDPT 2018, nên đối với việc biên soạn SGK thì tuân thủ định hướng đổi mới giáo dục phổ thông thực chất là tuân thủ các yêu cầu cần đạt đối với từng nội dung kiến thức, kĩ năng quy định trong CTGDPT môn Hoá học. Việc tuân thủ này đòi hỏi chặt chẽ, theo câu chữ trong CT.

1.2. Bám sát các tiêu chuẩn về SGK theo quy định trong Thông tư số 33/2017/TT BGD&ĐT

Thông tư này quy định "Tiêu chuẩn, quy trình biên soạn, chỉnh sửa SGK, tiêu chuẩn tổ chức, cá nhân biên soạn SGK, tổ chức và hoạt động của Hội đồng quốc gia thẩm định SGK". Về tiêu chuẩn SGK, Thông tư 33 quy định từ những nguyên tắc chung như nội dung và hình thức SGK phải phù hợp với quan điểm, đường lối của Đảng, tuân thủ hiến pháp, pháp luật nước Việt Nam, không mang định kiến về sắc tộc, tôn giáo, nghề nghiệp, giới tính,… đến những quy định cụ thể về cấu trúc 4 phần của SGK (chương/chủ đề; bài học; giải thích thuật ngữ; mục lục), cấu trúc 4 phần của từng bài học (mở đầu, kiến thức mới, luyện tập, vận dụng).

1.3. Lựa chọn và trình bày nội dung của sách

Ngoài việc tuân thủ định hướng đổi mới căn bản và toàn diện giáo dục phổ thông và bám sát các tiêu chuẩn SGK trong Thông tư 33 của Bộ Giáo dục và Đào tạo thì việc biên soạn SGK *Hoá học 10* còn thể hiện thông điệp "kết nối tri thức với cuộc sống" của bộ sách. Tư tưởng chỉ đạo việc biên soạn SGK *Hoá học 10* của nhóm tác giả là coi trọng việc phát triển toàn diện phẩm chất và năng lực của người học nhưng không coi nhẹ vai trò của kiến thức. Kiến thức trong SGK *Hoá học 10* được coi là chất liệu, làm cơ sở cho việc giúp HS hình thành và phát triển các phẩm chất và năng lực cần có trong cuộc sống hiện tại và tương lai. Theo cách tiếp cận đó, các kiến thức được lựa chọn và trình bày trong SGK *Hoá học 10* phải đảm bảo:

(1) SGK phản ánh những vấn đề của cuộc sống, trong đó chú ý đến việc cập nhật những thành tựu của khoa học và công nghệ, phù hợp với văn hoá và thực tiễn Việt Nam.

(2) SGK có nhiều nội dung ứng dụng thực tế và có tác dụng tích cực đến việc phát triển phẩm chất và năng lực của HS.

Ví dụ: Tính chất của hợp chất ion là kiến thức đều có trong SGK CTGDPT 2006 và SGK CTGDPT 2018, nhưng trong SGK CTGDPT 2018, nội dung này được bổ sung hoạt động thực hành và chú trọng gắn kiến thức với ứng dụng trong thực tế và sản xuất.

(3) Nội dung khoa học mang tính điển hình và có ý nghĩa ở hiện tại và trong tương lai.

(4) SGK có nội dung, phương pháp phù hợp với đặc điểm tâm sinh lí và trải nghiệm của lứa tuổi HS lớp 10. Do đã được trang bị một số kiến thức, kĩ năng nhất định về hoá học ở môn Khoa học tự nhiên bậc THCS, HS sẽ được học hoá học theo quy trình nghiên cứu khoa học, sử dụng các phương pháp có tính đặc thù của môn Hoá học như phương pháp thực nghiệm, phương pháp mô hình,... để có thể vận dụng chúng vào việc tìm hiểu thế giới hoá học. Việc lựa chọn các kiến thức trong SGK *Hoá học 10* không chỉ tập trung vào nội dung mà còn phải đặc biệt chú ý tới phương pháp hình thành và phát triển năng lực. Trong đó ba chương đầu khá trừu tượng cần đến sự suy đoán, tìm tòi và mô hình hoá. Ví dụ sự tạo thành lực van der Waals được mô hình hoá để HS dễ hình dung.

Con đường tư duy, hình thành kiến thức của HS cũng được đặc biệt chú trọng. Cơ sở lí thuyết của việc nghiên cứu cấu trúc và tính chất là công cụ để HS tìm hiểu các chất cụ thể thông qua các thí dụ và phân tích cụ thể. Đặc biệt trong SGK *Hoá học 10* mới đã bổ sung thêm chương 5 về *Năng lượng của phản ứng hoá học*, đưa việc nghiên cứu các nhóm chất cụ thể sâu sắc và toàn diện hơn trên cơ sở các kiến thức về cấu tạo nguyên tử, liên kết hoá học, năng lượng của phản ứng hoá học trong mối liên hệ với các ứng dụng trong đời sống và sản xuất.

(5) SGK lựa chọn và trình bày kiến thức theo hướng tinh giản hợp lí theo đúng yêu cầu của CT. Cụ thể là:

– Tập trung vào nội dung cơ bản, cốt lõi và giảm bớt những chi tiết phức tạp, chưa thực sự cần thiết nhưng vẫn đảm bảo cho việc hình thành kiến thức cơ bản giúp HS vận dụng ngay vào trong cuộc sống.

– Đơn giản hoá nội dung kiến thức tới mức phù hợp với điều kiện dạy và học hiện nay ở nước ta.

– Tận dụng hình ảnh, biểu bảng, sơ đồ, giảm câu chữ.

– Đảm bảo mức độ yêu cầu cần đạt quy định trong CT.

– Tăng cường kết nối giữa các lớp và các môn học.

Bảng so sánh các chương của SGK *Hoá học 10* (CTGDPT 2018 môn *Hoá học*) với các chương của SGK *Hoá học 10* (CTGDPT 2006 môn Hoá học):

SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2018	SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2006
Mở đầu	
Chương 1. Cấu tạo nguyên tử 1. Thành phần của nguyên tử 2. Nguyên tố hoá học 3. Cấu trúc lớp vỏ electron nguyên tử	Chương 1. Nguyên tử 1. Thành phần nguyên tử 2. Hạt nhân nguyên tử – Nguyên tố hoá học – Đồng vị

SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2018	SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2006
4. Ôn tập chương 1	3. Luyện tập: Thành phần nguyên tử 4. Cấu tạo vỏ nguyên tử 5. Cấu hình electron nguyên tử 6. Luyện tập: Cấu tạo vỏ nguyên tử
Chương 2. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học và định luật tuần hoàn 5. Cấu tạo của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học 6. Xu hướng biến đổi một số tính chất của nguyên tử các nguyên tố trong một chu kì và trong một nhóm 7. Xu hướng biến đổi thành phần và một số tính chất của hợp chất trong một chu kì 8. Định luật tuần hoàn. Ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học 9. Ôn tập chương 2	Chương 2. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học và định luật tuần hoàn 7. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học 8. Sự biến đổi tuần hoàn cấu hình electron nguyên tử của các nguyên tố hoá học 9. Sự biến đổi tuần hoàn tính chất của các nguyên tố hoá học. Định luật tuần hoàn 10. Ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học 11. Luyện tập: Bảng tuần hoàn, sự biến đổi tuần hoàn cấu hình electron nguyên tử và tính chất của các nguyên tố hoá học
Chương 3. Liên kết hoá học 10. Quy tắc octet 11. Liên kết ion 12. Liên kết cộng hoá trị 13. Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals 14. Ôn tập chương 3	Chương 3. Liên kết hoá học 12. Liên kết ion – Tinh thể ion 13. Liên kết cộng hoá trị 14. Tinh thể nguyên tử và tinh thể phân tử 15. Hoá trị và số oxi hoá 16. Luyện tập: Liên kết hoá học
Chương 4. Phản ứng oxi hoá – khử 15. Phản ứng oxi hoá – khử 16. Ôn tập chương 4	Chương 4. Phản ứng oxi hoá – khử 17. Phản ứng oxi hoá – khử 18. Phân loại phản ứng trong hoá học vô cơ 19. Luyện tập: Phản ứng oxi hoá – khử 20. Bài thực hành số 1: Phản ứng oxi hoá – khử
Chương 5. Năng lượng hoá học 17. Sự biến thiên enthalpy trong các phản ứng hoá học 18. Ôn tập chương 5	
Chương 6. Tốc độ phản ứng 19. Tốc độ phản ứng 20. Ôn tập chương 6	Chương 7. Tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học 36. Tốc độ phản ứng hoá học 37. Bài thực hành số 6. Tốc độ phản ứng hoá học

SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2018	SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2006
	38. Cân bằng hoá học 39. Luyện tập: Tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học
Chương 7. Nguyên tố nhóm halogen 21. Nhóm halogen 22. Hydrogen halide · Muối halide 23. Ôn tập chương 7	Chương 5. Nhóm halogen 21. Khái quát về nhóm halogen 22. Clo 23. Hiđro clorua – Axit clohidric và muối clorua 24. Sơ lược về hợp chất có oxi của clo 25. Flo – Brom – Iot 26. Luyện tập: Nhóm halogen 27. Bài thực hành số 2. Tính chất hoá học của khí clo và hợp chất của clo 28. Bài thực hành số 3. Tính chất hoá học của brom và iot
	Chương 6. Oxi – Lưu huỳnh
Giải thích một số thuật ngữ dùng trong sách	Mục lục tra cứu

So với SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2006 thì trong SGK *Hoá học 10* CTGDPT 2018 chương *Oxi – Lưu huỳnh* được lược bỏ và bổ sung chương *Năng lượng hoá học*, phần *cân bằng hoá học* được chuyển sang SGK lớp 11.

(6) Hệ thống danh pháp được sử dụng theo khuyến nghị của IUPAC có tham khảo Tiêu chuẩn Việt Nam (TCVN 5529:2010 và 5530:2010 của Tổng cục Tiêu chuẩn Đo lường Chất lượng, Quyết định số 2950–QĐ/BKHCN của Bộ Khoa học và Công nghệ). Với xu hướng ngày càng hội nhập sâu rộng, việc sử dụng hệ thống danh pháp theo chuẩn quốc tế theo nguyên tắc khoa học, thống nhất, hội nhập là vô cùng quan trọng, tuy nhiên trong quá trình áp dụng vẫn chú ý đến nguyên tắc sát với cuộc sống. Ví dụ: tên các nguyên tố quen dùng như vàng, bạc, sắt, đồng,... vẫn được sử dụng song song danh pháp quốc tế.

(7) Bổ sung bài mở đầu để giới thiệu những khái niệm ban đầu cũng như phương pháp học tập môn Hoá học, giúp các em có hứng thú hơn với môn học: Hoá học là gì? Hoá học thú vị, cần thiết như thế nào? Vì sao cần phải học hoá học? Phương pháp để học tốt môn Hoá học, cách sử dụng một số dụng cụ và thực hiện các thao tác cơ bản khi làm thí nghiệm hoá học.

1.4. Phương pháp giảng dạy

SGK giúp HS tự học một phần những kiến thức cơ bản, cần thiết nhất của bài học dưới sự hướng dẫn của GV. Các hoạt động chính trong SGK được trình bày phù hợp với trình độ của đa số HS.

SGV sẽ giúp GV tổ chức các hoạt động dạy và học đa dạng, áp dụng các phương pháp dạy học hiện đại (dạy học dựa trên vấn đề, dạy học dựa trên nhiệm vụ,...) nhằm phát triển

toàn diện phẩm chất và năng lực của HS. Mỗi bài học trong SGK *Hoá học 10* đều được thiết kế thành một hệ thống các hoạt động từ đọc hiểu đến tìm tòi khám phá kiến thức mới, tăng cường thực hành và vận dụng kiến thức để giải quyết các vấn đề của học tập và của cuộc sống; từ hoạt động cá nhân đến hoạt động tập thể; từ hoạt động học lí thuyết trên lớp đến thực hành trong phòng thí nghiệm, trải nghiệm cuộc sống; từ hoạt động trong nhà trường đến hoạt động ngoài nhà trường.

1.5. Kiểm tra, đánh giá

GV đánh giá toàn diện HS qua việc HS trả lời các câu hỏi và làm các bài tập trong mỗi nội dung học tập và ngay trong khi thực hiện các hoạt động học tập – đánh giá quá trình, đánh giá thường xuyên, định kì. GV hướng dẫn và giúp HS trong lớp đánh giá đồng đẳng và HS tự đánh giá kết quả học tập của mình qua từng nội dung đã học. Từ các kết quả đánh giá, GV có thể thay đổi nội dung và phương pháp dạy học để HS tự tin hơn và nỗ lực hơn trong học tập.

2. CẤU TRÚC SÁCH GIÁO KHOA HOÁ HỌC 10

2.1. Cấu trúc chương

SGK *Hoá học 10* có 7 chương, gồm 23 bài.

Mỗi chương bao gồm:

a) Trang giới thiệu chương: Trình bày các hình ảnh liên quan đến những nội dung cơ bản của chương, một số tình huống điển hình và bảng tiêu đề các bài học trong chương.

b) Các bài học: Trình bày chi tiết các nội dung học tập và các hoạt động học tập.

c) Tổng kết chương: Sơ đồ kiến thức của chương và bài tập cuối chương.

2.2. Cấu trúc bài học

Các bài học trong SGK *Hoá học 10* có cấu trúc như sau: Mở đầu; Khám phá; Luyện tập và vận dụng (phần vận dụng thông qua các hoạt động và câu hỏi được lồng ghép trong suốt tiến trình của bài học); Cuối bài chốt các kiến thức kĩ năng và năng lực của HS.

Mở đầu: Dẫn dắt HS tiếp cận bài học mới bằng sự tạo động lực khám phá, kết nối các tri thức đã biết, định hướng vào vấn đề sẽ học với tư thế của người nghiên cứu.

Khám phá: Xây dựng tri thức mới dựa trên trải nghiệm của HS. HS thực hiện các nhiệm vụ học tập như đọc hiểu các nội dung khoa học hay các hoạt động thực nghiệm dưới sự hướng dẫn của GV để tìm tòi, khám phá tri thức.

Luyện tập và vận dụng: Lồng ghép trong các mục *Hoạt động, câu hỏi và bài tập*.

Hoạt động: HS trực tiếp quan sát các hình ảnh hay trực tiếp thực hiện thí nghiệm, quá trình thử nghiệm và trải nghiệm để phát hiện, hình thành tri thức mới và vận dụng tri thức mới vào các tình huống giả định hoặc tình huống trong thực tế cuộc sống.

Câu hỏi và bài tập: HS trả lời câu hỏi, giải bài tập vận dụng để hiểu rõ vấn đề nghiên cứu, phát triển năng lực tư duy, năng lực vận dụng kiến thức đã học, giúp GV đánh giá đúng việc học tập của HS.

Em đã học: Kiến thức, kĩ năng cơ bản của bài học.

Em có thể: Thể hiện năng lực trong việc vận dụng kiến thức, kĩ năng đã học.

Ngoài ra, trong sách còn có mục *Em có biết* liên kết bài học với đời sống, các tri thức mở rộng tạo niềm say mê khám phá khoa học và mở ra định hướng học tập, nghiên cứu khoa học cho HS.

3. PHÂN PHỐI CHƯƠNG TRÌNH HOÁ HỌC LỚP 10

STT	Tên chương	Số tiết
1	Mở đầu	3
2	**Chương 1. Cấu tạo nguyên tử** Bài học: 11 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	12
3	**Chương 2. Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học và định luật tuần hoàn** Bài học: 9 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	10
4	**Chương 3. Liên kết hoá học** Bài học: 11 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	12
5	**Chương 4. Phản ứng oxi hoá – khử** Bài học: 4 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	5
6	**Chương 5. Năng lượng hoá học** Bài học: 8 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	9
7	**Chương 6. Tốc độ phản ứng** Bài học: 7 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	8
8	**Chương 7. Nguyên tố nhóm halogen** Bài học: 10 tiết Kiểm tra đánh giá: 1 tiết	11

PHẦN
HAI
HƯỚNG DẪN DẠY HỌC

MỞ ĐẦU

I. MỤC TIÊU

– Nêu được đối tượng nghiên cứu của hoá học.

– Trình bày được phương pháp học tập và nghiên cứu hoá học.

– Nêu được vai trò của hoá học đối với đời sống, sản xuất,...

II. CHUẨN BỊ

– Hình ảnh/video giới thiệu về đối tượng nghiên cứu của hoá học.

– Tranh ảnh/video, tài liệu tham khảo trên sách báo, Internet về vai trò của hoá học với đời sống, sản xuất.

– Bảng khổ A0 sơ đồ hoá về phương pháp học tập và nghiên cứu hoá học.

– Phiếu học tập.

III. THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Đối tượng nghiên cứu của hoá học

– Khái niệm chất hoá học: chất bao gồm đơn chất, hợp chất, ion,…

– Nhiệm vụ của Hoá học: Hoá học nghiên cứu về thành phần, cấu trúc, tính chất, sự biến đổi của chất và các hiện tượng kèm theo.

– Mối liên hệ giữa hoá học và các lĩnh vực khác: Hoá học đóng vai trò "khoa học trung tâm" và là cầu nối giữa các ngành khoa học tự nhiên khác như vật lí (chuyên ngành hoá lí), khoa học Trái Đất (chuyên ngành địa hoá) và khoa học sự sống (sinh học: chuyên ngành hoá sinh), hoá dược, hoá học vật liệu,…

2. Vai trò của hoá học đối với đời sống và sản xuất

Hoá học có vai trò vô cùng quan trọng với đời sống và sản xuất. Các chất hoá học có trong mọi thứ xung quanh ta như không khí, lương thực – thực phẩm; nhiên liệu; nguyên liệu; vật liệu; các loại thuốc chữa bệnh;…

– *Ba chất không thể thiếu:*

Không khí (với thành phần khoảng 78% nitrogen (nitơ), 21% oxygen và lượng nhỏ các khí khác) bao quanh Trái Đất là môi trường tồn tại của con người và các sinh vật khác.

Nước: Ba phần tư bề mặt Trái Đất là nước. Nước tồn tại trên Trái Đất theo một vòng tuần hoàn để điều hoà khí hậu cho sự sống. Nước là dung môi hoà tan nhiều chất vì thế nước tự nhiên chứa rất nhiều khoáng chất. Nước tự nhiên (nước mặt hay nước ngầm) được xử lí để loại bỏ tạp chất và vi sinh vật trở thành nước dùng trong ăn uống và sinh hoạt hàng ngày. Nguồn nước ngọt trên Trái Đất không nhiều vì thế cần phải bảo vệ nguồn nước.

Muối ăn được khai thác từ các mỏ tự nhiên và từ nước biển cần được tinh chế vì có lẫn các muối khác. Để thu muối từ nước biển, người ta cho nước biển bay hơi còn lại muối. Người và động vật đều phải ăn muối để duy trì sự trao đổi chất trong cơ thể.

– Một số vật liệu thiết thực:

Gạch là vật liệu truyền thống để xây nhà và được sản xuất từ đất sét. Đất sét được nhào nặn và tạo khuôn, nung. Từ đất sét mềm có màu từ trắng đến xám nhạt khi nung chuyển thành viên gạch có màu từ vàng đậm, vàng cam hay đỏ. Màu của gạch phụ thuộc vào nguồn đất sét có lẫn nhiều hay ít iron oxide và một số chất khác.

Đồ gốm cũng được sản xuất theo cùng cách thức như trên nhưng cần lựa chọn nguyên liệu (đất sét và các chất khác) kĩ lưỡng hơn và mỗi một loại đồ gốm có quy trình sản xuất đặc thù để tạo ra các loại đồ gốm khác nhau. Ở nước ta có nhiều làng nghề gốm như ở Bát Tràng, Hà Nội; Hương Canh, Vĩnh Phúc; Thổ Hà, Bắc Giang; Chu Đậu, Hải Dương; Phù Lãng, Bắc Ninh; Hòn Đất, Kiên Giang; Tân Hoà, Đồng Nai; Lái Thiêu, Bình Dương;...

Đá vôi là một loại vật liệu xây dựng được sử dụng trước cả gạch ngói. Nung đá vôi thu được vôi sống. Vôi sống là chất rắn, màu trắng, khi cho tác dụng với nước được vôi tôi (calcium hydroxide), vôi tôi trộn với cát thu được vữa, dùng để xây nhà.

Xi măng: Khi nung hỗn hợp đất sét, đá vôi và một vài nguyên liệu khác thu được clinker. Nghiền mịn clinker thu được xi măng ở dạng bột. Trộn bột xi măng với cát, sỏi, nước và để một thời gian ta thu được bê tông rắn chắc làm cầu, cống, đường, tường nhà, cột chịu lực,...

Thuỷ tinh: Thuỷ tinh thường được sản xuất bằng cách nung chảy cát, đá vôi và soda, sau đó được tạo hình bằng cách đúc hay thổi thuỷ tinh nóng chảy. Để tăng chất lượng thuỷ tinh người ta thường nấu thuỷ tinh với một số chất khác tạo thành thuỷ tinh cao cấp như thạch anh, pha lê,... Ngày nay, người ta đã sản xuất được những loại thuỷ tinh hữu cơ với nhiều tính chất ưu việt khác với thuỷ tinh thường.

– Một số kim loại thiết yếu:

Kim loại là một trong những vật liệu truyền thống, phổ biến và vẫn rất hữu dụng trong tương lai. Kim loại có một số tính chất rất đặc trưng: cứng, dẻo, có ánh kim, dẫn nhiệt tốt và dẫn điện tốt,... Một số kim loại có sẵn trong thiên nhiên như gold (vàng), silver (bạc), platinum,... đã được biết đến từ cổ xưa. Lượng của chúng rất ít nên được coi là các kim loại quý, hiếm. Còn có nhiều kim loại khác được sử dụng phổ biến với lượng lớn như tin (thiếc), zinc (kẽm) và hợp kim. Một số kim loại được sử dụng ở dạng nguyên chất. Nhiều kim loại được sử dụng ở dạng hợp kim (chứa thêm các nguyên tố khác).

Mercury (thuỷ ngân) là kim loại ở thể lỏng ở nhiệt độ phòng và sôi ở 357 °C.

Tuy thuỷ ngân rất độc nhưng lại được sử dụng khá rộng rãi trong dạng amalgam hay nguyên chất làm chất phát quang trong bóng đèn.

Copper (đồng) là một kim loại đặc biệt, dù không có nhiều trong tự nhiên như iron (sắt) nhưng lại biết đến từ khá sớm. Nung quặng đồng (malachite) với than (than đá hoăc than cốc) ở nhiệt độ cao thu được đồng kim loại. Từ xa xưa loài người đã chế ra đồng bằng cách này và tạo ra nhiều loại công cụ lao động và vũ khí đắc dụng tạo ra kỉ nguyên "đồ đồng" trong lịch sử. Ngày nay, nhu cầu sử dụng đồng làm dây dẫn điện rất lớn, con người càng phải tận thu đồng trong các mỏ có hàm lượng quặng đồng ngày một thấp.

Sắt là một kim loại làm nên lịch sử thời đại "đồ sắt" và chưa biết khi nào mới kết thúc. Quặng sắt có ở khắp nơi trên Trái Đất. Việt Nam có những mỏ có trữ lượng lớn như Trại Cau (Thái Nguyên), Thạch Khê (Hà Tĩnh),... Hai hợp kim quan trọng của sắt là gang và thép. Nhược điểm căn bản nhất của gang là giòn, thép có nhiều tính chất tốt hơn hẳn gang nên được sử dụng rộng rãi trong các ngành công nghiệp.

Aluminium (nhôm): Quặng boxite chứa nhôm có rất nhiều trên Trái Đất. Khi con người biết điện phân nóng chảy aluminium oxide điều chế ra nhôm thì nhôm được ưa chuộng hơn cả sắt. Nhôm dẫn điện tốt, dẫn nhiệt tốt, nhẹ và chịu ăn mòn rất tốt. Từ nhôm người ta làm ra các hợp kim nhôm đặc biệt bền, sử dụng trong công nghiệp hàng không và vũ trụ.

– Một số nguồn năng lượng quan trọng:

Loài người sử dụng nhiên liệu để đốt lấy năng lượng phục vụ cho nhu cầu sưởi ấm, nấu chín thức ăn, sau đó để chạy động cơ, chuyển hoá thành điện năng để vận tải đi xa,... Gỗ, khí tự nhiên và than,... khi bị đốt cháy thải khí carbon dioxide và những chất khác làm ô nhiễm không khí.

Cùng là than (carbon), tuỳ vào cách chế biến mà có thể tạo ra các loại than có chất lượng và giá trị sử dụng khác nhau. Than gỗ (than củi) thu được khi nung gỗ trong lò kín. Than cốc thu được khi nung than đá trong lò nhiệt độ cao (lò luyện cốc). Than gỗ và than cốc đều là chất rắn đen, cứng nhưng than gỗ được sử dụng để nướng thức ăn, làm chất hấp phụ các khí độc; than cốc dùng trong luyện kim.

Một dạng thù hình khác của carbon là graphite, có tính dẫn điện. Graphite gồm các lớp mỏng chứa carbon ở dạng vòng đặc biệt gọi là graphene. Graphene có nhiều tính chất đặc biệt, thu hút các nhà hoá học và vật lí nghiên cứu để tìm ra những ứng dụng mới.

Dầu mỏ, khí thiên nhiên là một nguồn năng lượng quý giá cho loài người. Chưng cất dầu mỏ thu được các loại xăng và dầu diesel dùng cho các động cơ đốt trong. Ngoài ra còn thu được dầu bôi trơn, sáp paraffin, nhựa đường,...

Nguồn năng lượng hoá thạch như than, dầu mỏ, khí thiên nhiên ngày càng cạn dần và khi đốt cháy sẽ làm ô nhiễm không khí nên cần phải tìm kiếm những nguồn năng lượng khác thay thế.

Hydrogen là một trong những nguồn năng lượng sạch được quan tâm. Hydrogen là chất khí nhẹ, không màu, dễ cháy và nổ, khi cháy tạo ngọn lửa không màu và có nhiệt độ rất cao nên được sử dụng làm nhiên liệu cao cấp. Hydrogen được điều chế bằng cách điện phân hoặc phân huỷ nước.

Năng lượng hạt nhân là một trong những nguồn năng lượng tiềm năng. Nguyên tố được sử dụng để tạo năng lượng hạt nhân là uranium. Khi phân rã, uranium biến thành nguyên tố khác (hiện tượng phóng xạ), sinh nhiệt và các bức xạ có năng lượng cao (rất nguy hiểm). Uranium được sản xuất từ các loại quặng chứa uranium tương tự như việc chế tạo các kim loại khác.

– *Phân bón hoá học:*

Làm thế nào để có đủ lương thực và thực phẩm để nuôi được mười tỉ người trên Trái Đất?

Các nhà hoá học đóng vai trò rất lớn trong việc đảm bảo an ninh lương thực cho nhân loại. Phân bón là một trong các giải pháp. Người nông dân cần phân bón để đảm bảo mùa màng tốt tươi, tăng năng suất cây trồng, cung cấp lương thực, thực phẩm cho toàn xã hội. Phân bón vô cơ được sử dụng phổ biến là phân đạm, phân lân, phân kali và một số phân bón vi lượng khác. Tuy nhiên, cần khuyến khích sử dụng phân bón hữu cơ hay quy trình nuôi trồng hữu cơ để bảo vệ môi trường.

Ngoài các ví dụ kể trên, hoá học có mặt trong mọi khía cạnh của cuộc sống và sản xuất, giúp con người chăm sóc sức khoẻ, nâng cao chất lượng cuộc sống ngày càng tốt hơn.

3. Ngành hoá học trong tương lai

Khoa học vật liệu nghiên cứu, chế tạo ra các vật liệu mới với nhiều các tính chất ưu việt, mở ra các ứng dụng mới là tương lai hướng tới của ngành hoá học.

Ví dụ: Con người đã chế ra vật liệu polime bền như tơ nhện hay vật liệu polime trơn nhẵn và giảm ma sát trong nước như da cá heo.

Sự phân chia "chất hữu cơ" và "chất vô cơ" có ranh giới ngày càng không rõ ràng. Vật liệu vô cơ chứa các chất hữu cơ và ngược lại vật liệu hữu cơ chứa các chất vô cơ. Chúng bổ sung cho nhau về tính chất và ứng dụng, vì thế các vật liệu mới, có tính chất phong phú được tạo ra hằng ngày.

Bằng các phản ứng hoá học ta thu được điện và ngược lại cho dòng điện qua dung dịch muối, kiềm, acid ta lại có phản ứng hoá học. Phản ứng hoá học sinh ra nhiệt và ngược lại có phản ứng hoá học cần cung cấp nhiệt mới xảy ra.

Nguồn năng lượng được coi như vô tận đối với loài người đó là năng lượng từ Mặt Trời. Mặt Trời còn chiếu sáng, sự sống trên Trái Đất còn tồn tại. Việc sử dụng năng lượng mặt trời là lĩnh vực phát triển rất nhanh. Việc chuyển đổi năng lượng mặt trời thành điện dùng pin silicon thường có hiệu suất chuyển hoá năng lượng từ 16% – 18%, hiệu suất tối đa trên lí thuyết là 29%. Mục tiêu nghiên cứu pin với vật liệu mới thay thế vật liệu silicon, nâng cao hiệu suất chuyển hoá năng lượng mặt trời thành điện là một trong các thách thức mới về khoa học và công nghệ và là động lực để hoá học phát triển.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1: ĐỐI TƯỢNG NGHIÊN CỨU CỦA HOÁ HỌC

– GV hướng dẫn HS phát triển năng lực tự chủ, tự học, THTN: GV giao nhiệm vụ HS đọc thông tin mục I, SGK và trả lời câu hỏi 1, 2 trang 7, SGK.

– GV hướng dẫn HS phát triển năng lực NTHH và năng lực THTN: GV sử dụng hình ảnh, video, giới thiệu về các chuyên ngành của hoá học và giới thiệu với HS về đối tượng nghiên cứu của các ngành học, từ đó giới thiệu các ngành nghề liên quan đến hoá học trong tương lai.

Hoạt động 2: VAI TRÒ CỦA HOÁ HỌC ĐỐI VỚI ĐỜI SỐNG VÀ SẢN XUẤT

– GV hướng dẫn HS phát triển năng lực tự chủ, tự học, THTN, GTHT.

– GV giao cho từng nhóm thuyết trình về vai trò của hoá học trong đời sống và sản xuất. Các nhóm khác nhận xét và bổ sung.

Nhóm 1: Trong cuộc sống hằng ngày, hoá học có vai trò trong việc bảo đảm vệ sinh, an toàn thực phẩm, thuốc chữa bệnh, lựa chọn và sử dụng các chất tẩy rửa,…

Nhóm 2: Hoá học có vai trò trong việc đảm bảo an ninh lương thực thực phẩm, an ninh năng lượng.

Nhóm 3: Vai trò của hoá học trong các ngành sản xuất công nghiệp, nông nghiệp, sản xuất các hoá chất cơ bản và nghiên cứu sản xuất các vật liệu mới,…

– GV giao cá nhân HS làm bài tập 3, 4 trang 8 và từng cặp HS đánh giá kết quả làm bài tập.

Hoạt động 3: PHƯƠNG PHÁP HỌC TẬP VÀ NGHIÊN CỨU HOÁ HỌC

– GV hướng dẫn HS phát triển NL THTN, NTHH, GTHT, GQVĐ.

– GV chuẩn bị một số các nội dung bài học theo phương pháp nghiên cứu (có thể sử dụng các hoạt động học tập ở THCS hoặc các hoạt động học tập HS sẽ học ở lớp 10):

Các bước thực hiện bài học được sắp xếp không đúng theo trật tự, yêu cầu HS sắp xếp theo đúng các bước của phương pháp học tập, nghiên cứu hoá học.

– GV nêu ra tình huống học tập: Nghiên cứu tính chất hoá học của chlorine.

HS thảo luận, xây dựng các bước thực hiện theo trình tự học tập, nghiên cứu hoá học.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. 5 ví dụ về sự biến đổi chất:

– Trứng rán, không có mùi tanh, có mùi thơm;

– Cửa sắt lâu ngày bị gỉ;

– Ủ nho thành rượu vang;

– Phân bón tự nhiên được tạo ra khi có mặt tia lửa điện (sét) do nitrogen tác dụng với oxygen (trong không khí);

– Các phản ứng cháy;

2. Khái niệm về chất vô cơ và chất hữu cơ:

Hợp chất hữu cơ là hợp chất của carbon (trừ carbon oxide và muối carbonate, hợp chất carbide, cyanide).

Hợp chất vô cơ là các hợp chất không phải của carbon (trừ carbon oxide và muối carbonate, hợp chất carbide, cyanide).

3. Một số sản phẩm hoá học trong đời sống hằng ngày:

– Gia vị thực phẩm;

– Chất tẩy rửa;

– Dược phẩm, mĩ phẩm;

– Đồ gia dụng trong gia đình;

– Vật liệu xây dựng.

4. Người nông dân sử dụng phân bón hoá học để tăng năng suất cây trồng.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ yêu cầu liệt kê "Hãy kể tên", "Hãy liệt kê các sản phẩm", "Trình bày",...

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các yêu cầu HS vận dụng phương pháp nghiên cứu khoa học vào một tình huống học tập cụ thể.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng kết quả các bước HS thực hiện trong quá trình HS giải quyết vấn đề.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các cụm từ "lấy ví dụ", đặt được câu hỏi để phát hiện vấn đề và đưa ra các bước thực hiện giải quyết vấn đề theo phương pháp nghiên cứu khoa học.

CHƯƠNG 1 CẤU TẠO NGUYÊN TỬ

Bài 1. THÀNH PHẦN CỦA NGUYÊN TỬ

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được thành phần của nguyên tử (nguyên tử vô cùng nhỏ; nguyên tử gồm 2 phần: hạt nhân và lớp vỏ nguyên tử; hạt nhân tạo nên bởi các hạt proton (p), neutron (n); lớp vỏ tạo nên bởi các electron (e); điện tích, khối lượng mỗi loại hạt).

– So sánh được khối lượng của electron với proton và neutron, kích thước của hạt nhân với kích thước nguyên tử.

II CHUẨN BỊ

– Một số câu chuyện về: sự phát minh ra hạt electron, proton, neutron; sự so sánh kích thước và khối lượng của nguyên tử, hạt nhân,…

– Có thể chuẩn bị thí nghiệm "tia âm cực" bởi thiết bị vật lí.

– Tranh ảnh và các video liên quan đến nguyên tử.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Thí nghiệm tia âm cực

Tia âm cực là dòng electron di chuyển trong các ống chân không. Tia âm cực được Johann Hittorf (người Đức) phát hiện vào năm 1869 trong các ống Crookes. Ông quan sát thấy một số tia sáng không rõ đã được phát ra từ cathode (cực âm) có thể tạo ra bóng trên tường phát sáng của ống, cho thấy các tia này đi theo đường thẳng.

Năm 1890, Arthur Schuster (người Anh) đã chứng minh rằng tia âm cực có thể bị tĩnh điện làm chệch hướng và William Crookes (người Anh) đã cho thấy nó có thể bị từ trường làm chệch hướng.

Tia âm cực được đặt tên như vậy vì chúng được phát ra bởi điện cực âm (cathode), trong một ống chân không. Để giải phóng electron vào ống, trước tiên các electron phải được tách ra khỏi các nguyên tử của cực âm. Trong các ống chân không cathode lạnh đầu tiên (ống Crookes) điều này được thực hiện bằng cách sử dụng điện thế cao hàng ngàn vôn (volt) giữa cực dương và cực âm để ion hoá các nguyên tử khí còn lại trong ống. Chuyển động nhiệt ngẫu nhiên của dây tóc tăng lên, đẩy các electron ra khỏi bề mặt dây tóc vào không gian chân không của ống. Vì các electron có điện tích âm, chúng bị đẩy bởi cực âm, bị hút về cực dương và đi theo

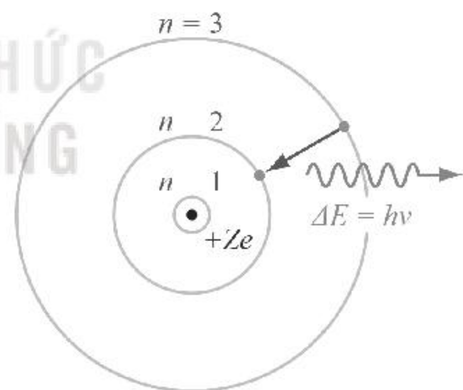
đường thẳng qua ống rỗng. Tia âm cực vô hình, nhưng sự hiện diện của chúng được phát hiện trong các ống chân không ban đầu khi chúng va vào thành kính của ống, kích thích các nguyên tử của thuỷ tinh và khiến chúng phát ra ánh sáng. Các chùm tia cathode tốc độ cao cũng có thể được điều khiển bằng điện trường tạo bởi các tấm kim loại bổ sung trong ống dưới điện áp hoặc từ trường tạo ra bởi các cuộn dây (nam châm điện).

Năm 1897, nhà vật lí Joseph John Thomson (người Anh), thông qua nghiên cứu chùm tia cathode đã phát hiện ra electron và kết luận rằng chúng là một thành phần của nguyên tử, bác bỏ quan điểm cho rằng nguyên tử là những hạt vô hình, không thể phân chia của vật chất. J.J. Thomson đã thành công trong việc đo khối lượng của tia âm cực, cho thấy nó bao gồm các hạt mang điện tích âm nhỏ hơn nguyên tử được đặt tên là electron. Ông đề xuất các hạt electron mang điện tích âm và khối lượng nhỏ phân bố đều trên nguyên tử và điện tích của chúng cân bằng với sự có mặt của một biển điện tích dương. Mô hình này sau đó được gọi là mô hình bánh pudding mận.

2. Mẫu hành tinh nguyên tử Rutherford

Năm 1910, Ernest Rutherford (người New Zealand) cho rằng các điện tích dương của nguyên tử đã được tìm thấy chủ yếu ở trung tâm của nó (trong hạt nhân) và các electron chuyển động xung quanh nó. E. Rutherford sử dụng một nguồn bức xạ α (alpha) (từ helium) để bắn vào các tấm vàng rất mỏng, được bao bọc bởi một chụp đèn zinc sulfide tạo ra ánh sáng nhìn thấy được khi bị chiếu xạ tia α. Thí nghiệm này được gọi là thí nghiệm Geiger – Marsden hoặc thí nghiệm lá vàng.

Năm 1913, nhà vật lí Niels Bohr (người Đan Mạch) cho rằng các electron chuyển động trên những quỹ đạo có năng lượng xác định và chúng có thể chuyển dịch qua lại giữa những quỹ đạo này, nhưng không thể rơi xoắn ốc vào trong hay văng ra ngoài trong những quỹ đạo trung gian. Một electron phải hấp thụ hoặc phát ra một lượng năng lượng cụ thể khi chuyển dịch giữa những quỹ đạo này. Khi ánh sáng từ nguồn vật liệu nung nóng truyền qua một lăng kính, nó bị tách ra thành phổ nhiều tia đơn sắc. Lí thuyết của N. Bohr đã giải thích thành công sự tách ra thành nhiều vạch phổ hydrogen tương ứng với sự chuyển dịch electron giữa các orbital. Trong cùng năm, Henry Moseley (người Anh) cung cấp thêm chứng cứ thực nghiệm để củng cố lí thuyết của N. Bohr. Những kết quả thí nghiệm này cũng tinh chỉnh mô hình của E. Rutherford và của Antonius Van den Broek (người Hà Lan) và cho thấy nguyên tử chứa hạt nhân có số đơn vị điện tích hạt nhân bằng với số thứ tự của chúng trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học (bảng tuần hoàn). Cho đến tận khi có các thí nghiệm của Moseley, số hiệu nguyên tử vẫn chưa được biết là một đại lượng vật lí và xác nhận bằng thực nghiệm. Số hiệu nguyên tử bằng số đơn vị điện tích của hạt nhân vẫn được chấp nhận trong mô hình nguyên tử hiện đại ngày nay.



Hình 1.1. *Mô hình nguyên tử theo Niels Bohr*

3. Kích thước và khối lượng nguyên tử

Nguyên tử có kích thước nhỏ hơn hàng nghìn lần bước sóng ánh sáng khả kiến (400 – 700 nm), do vậy chúng ta không thể quan sát nguyên tử bằng kính hiển vi quang học. Tuy nhiên, có thể quan sát từng nguyên tử bằng thiết bị kính hiển vi quét xuyên hầm. Để hình dung kích thước rất nhỏ của nguyên tử, đường kính của tóc người bình thường bằng khoảng 1 triệu lần đường kính nguyên tử carbon. Một giọt nước chứa khoảng $1,7 \cdot 10^{21}$ nguyên tử oxygen và gấp hai lần số đó nguyên tử hydrogen. Một cara kim cương với khối lượng 200 mg chứa khoảng $7 \cdot 10^{21}$ nguyên tử carbon. Nếu một quả táo phóng to bằng đường kính Trái Đất, thì một nguyên tử trong quả táo có đường kính xấp xỉ kích cỡ quả táo ban đầu. Phần lớn khối lượng của nguyên tử là do đóng góp của proton và neutron trong hạt nhân của nó. Tổng những hạt này (gọi là "nucleon") trong một nguyên tử gọi là số khối.

Khối lượng thực của nguyên tử khi nó đứng yên (khối lượng bất biến, khối lượng nghỉ) thường được biểu diễn bằng đơn vị khối lượng nguyên tử (amu). Đơn vị này được xác định bằng $\frac{1}{12}$ khối lượng nghỉ của nguyên tử carbon–12, với khối lượng xấp xỉ $1,66 \cdot 10^{-27}$ kg. Hydrogen–1 là nguyên tử nhẹ nhất có khối lượng nghỉ bằng 1,007825 amu. Giá trị này gọi là nguyên tử khối. Một nguyên tử có nguyên tử khối xấp xỉ bằng (sai số 1%) số khối của nó nhân với đơn vị khối lượng nguyên tử. Tuy nhiên, giá trị này sẽ không chính xác bằng số khối (trừ trường hợp của carbon–12). Nguyên tử bền nặng nhất là chì–208 có khối lượng là 207,9766521 amu. Ngay cả đối với các nguyên tử nặng nhất cũng quá nhẹ để có thể nghiên cứu trực tiếp, nên các nhà hoá học sử dụng đơn vị mol. Một mol nguyên tử của bất kì một nguyên tố hoá học luôn có cùng số lượng nguyên tử (bằng khoảng $6,022 \cdot 10^{23}$). 1 mol nguyên tử carbon–12 có khối lượng chính xác bằng 0,012 kg.

Electron là hạt nhẹ nhất trong ba hạt với khối lượng $9,109 \cdot 10^{-31}$ kg và mang điện tích âm (kí hiệu e), kích thước của nó rất nhỏ và hiện nay chưa có công nghệ nào đo được đường kính của nó. Proton mang điện tích dương, khối lượng gấp 1 836 khối lượng electron và bằng $1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg, mặc dù giá trị này có thể giảm đi do bù trừ vào năng lượng liên kết của proton trong hạt nhân. Neutron là hạt trung hoà điện và khối lượng khi nó đứng riêng lẻ là 1 839 lần khối lượng electron hay $1,6929 \cdot 10^{-27}$ kg. Các nhà vật lí đo được đường kính của neutron và proton vào cỡ $2,5 \cdot 10^{-15}$ m, mặc dù "bề mặt" của những hạt này không xác định rõ ràng.

4. Thí nghiệm của James Chadwich

Nhà vật lí James Chadwich (người Anh) đã thực hiện thí nghiệm để xác định số đơn vị điện tích hạt nhân, thu được kết quả: Z = 78 đối với platinum (Pt); Z = 47 đối với silver (Ag); Z = 29 đối với copper (Cu). Điều này cho thấy số đơn vị điện tích hạt nhân của một nguyên tử bằng số thứ tự nguyên tố trong bảng tuần hoàn. Trong đó, đơn vị điện tích $e_0 = 4,802 \cdot 10^{-10}$ CGSE ≈ $1,602 \cdot 10^{-19}$ C (Coulombs) được coi là 1 đơn vị điện tích dương (+1).

Hạt mang điện tích +1 và khối lượng là $1,6726231 \cdot 10^{-19}$ kg ≈ 1,00738 amu là proton (p).

Năm 1918, proton được được phát hiện trong thí nghiệm bắn phá hạt nhân nguyên tử bằng tia α năng lượng cao do E. Rutherford và J. Chadwich thực hiện.

5. Thuyết proton – neutron

a) Neutron

Năm 1932, khi phân tích và lí giải kết quả thí nghiệm bắn phá hạt nhân nguyên tử berium (Be) bằng chùm hạt α năng lượng cao, J. Chadwich đã phát hiện ra hạt neutron (kí hiệu n), đó là hạt không mang điện và có khối lượng hơi lớn hơn proton. ($m_n = 1,6749286 \cdot 10^{-27}$ kg ≈ 1,008 amu).

b) Thuyết proton – neutron

Thực nghiệm đã xác nhận giả thuyết của các nhà khoa học W. Heisenberg (người Đức), D. Ivanenko (người Nga): Hạt nhân nguyên tử gồm proton và neutron.

A = số proton + số neutron (A là số khối của hạt nhân)

Khối lượng của electron rất nhỏ so với khối lượng của proton hay neutron nên khối lượng của nguyên tử được coi là tập trung ở hạt nhân.

c) Quy luật về mối liên hệ giữa số proton (Z) với số neutron (N) của các hạt nhân

Thực nghiệm cho biết các hạt nhân bền có một hệ thức liên hệ giữa số Z với số N:

$$Z = \frac{A}{2 + 0,0146A^{\frac{1}{3}}}$$

Khi A có giá trị nhỏ hay trung bình, các hạt nhân có Z = N.

Khi Z tăng, số N tăng nhanh hơn. Thực tế cho thấy:

– Tổng số hạt nhân có Z chẵn lớn hơn nhiều tổng số hạt nhân có Z lẻ.

– Tổng số hạt nhân có A chẵn lớn hơn nhiều tổng số hạt nhân có A lẻ.

– Hầu hết hạt nhân có A chẵn đều có Z chẵn (trừ $^{2}_{1}D$, $^{6}_{3}Li$, $^{10}_{5}B$, $^{14}_{7}N$).

– Chưa gặp trong tự nhiên hạt nhân có số khối A thoả mãn hệ thức A = 4n+1 với n > 52.

6. Hạt nhân

Mọi proton và neutron liên kết với nhau trong hạt nhân nguyên tử và chúng được gọi chung là các nucleon. Đường kính của hạt nhân có giá trị xấp xỉ 10^{-2} pm. Giá trị này nhỏ hơn rất nhiều đường kính của nguyên tử. Các hạt proton và neutron được phân loại thành hạt fermion. Nguyên lí loại trừ Pauli, một hiệu ứng cơ học lượng tử, không cho phép có hai hạt fermion đồng nhất ở cùng một trạng thái, thí dụ như không thể có nhiều hạt proton có cùng một trạng thái lượng tử trong cùng một thời gian. Do vậy, mỗi hạt proton trong hạt nhân phải có các trạng thái khác nhau, với mức năng lượng của riêng chúng và các hạt neutron

cũng tuân theo quy tắc tương tự. Tuy nhiên, nguyên lí này không ngăn cấm một hạt proton và một neutron có cùng trạng thái lượng tử.

a) Sự tổng hợp và phân hạch hạt nhân

Hạt nhân nguyên tử có thể thay đổi số proton và neutron, mặc dù sự điều chỉnh này cần năng lượng rất cao do ảnh hưởng của lực hạt nhân cũng như lực điện từ. Phản ứng tổng hợp hạt nhân xảy ra khi nhiều hạt nhân kết hợp lại thành một hạt nhân nặng hơn, như sự va chạm năng lượng cao giữa hai hạt nhân. Ví dụ, tại lõi mặt trời, các proton đòi hỏi năng lượng cỡ 3 – 10 keV để vượt qua lực đẩy giữa chúng và tổng hợp lại thành hạt nhân nặng hơn.

Phản ứng phân hạch hạt nhân là quá trình ngược lại, một hạt nhân bị tách ra làm hai hạt nhân có khối lượng nhỏ hơn, thường thông qua quá trình phân rã phóng xạ. Đối với các nguyên tử có giá trị số hiệu nguyên tử thấp, một hạt nhân có số proton khác số neutron có xu hướng trở về trạng thái năng lượng của hạt nhân thấp hơn thông qua quá trình phân rã phóng xạ, tạo thành nguyên tử mới có số hạt proton và neutron xấp xỉ nhau. Các nguyên tử đó có hạt nhân bền nên không có hiện tượng phóng xạ. Khi số hiệu nguyên tử tăng lên, do lực đẩy lẫn nhau giữa các proton nên để duy trì sự ổn định của hạt nhân sẽ không tuân theo xu hướng cân bằng hai hạt này nữa. Thực tế không có hạt nhân bền nào với số proton xấp xỉ bằng số neutron khi số hiệu nguyên tử lớn hơn Z = 20 (calcium); khi Z tăng đến những hạt nhân nặng nhất, tỉ số neutron trên proton để cho hạt nhân ổn định tiến tới giá trị 1,5.

b) Sự biến đổi hạt nhân

Hạt nhân cũng bị biến đổi khi bị bắn phá bởi các hạt dưới nguyên tử hay chùm proton năng lượng cao. Nếu hạt nhân mới sinh ra có số proton thay đổi thì nguyên tử trở thành một nguyên tử của nguyên tố hoá học khác. Nếu khối lượng của hạt nhân sản phẩm trong phản ứng tổng hợp nhỏ hơn tổng khối lượng của các hạt nhân tham gia phản ứng, thì hiệu khối lượng này có thể phát ra dưới dạng năng lượng có ích (như tia γ - gamma, hay động năng của các hạt sản phẩm như hạt β - beta) và tuân theo công thức của Albert Einstein (người Đức) về sự tương đương giữa khối lượng và năng lượng:

$\Delta E = \Delta m \cdot c^2$ (với Δm là khối lượng chênh lệch và c là tốc độ ánh sáng).

Năng lượng dư ra này có nguồn gốc từ năng lượng liên kết của hạt nhân tạo thành và nó là sự mất mát năng lượng không thể khôi phục được, làm cho các hạt tham gia tổng hợp đứng cạnh nhau trong một trạng thái đòi hỏi năng lượng này phải tách ra.

Phản ứng tổng hợp tạo ra hạt nhân lớn hơn từ các hạt nhân có Z nhỏ hơn 26 và số khối khoảng 60 thường là phản ứng toả nhiệt, giải phóng nhiều năng lượng hơn so với năng lượng cần thiết để tổng hợp chúng. Đây chính là những phản ứng tổng hợp hạt nhân tạo ra năng lượng trong các ngôi sao và giúp ngôi sao duy trì trạng thái cân bằng áp suất và lực hút hấp dẫn. Đối với các hạt nhân nặng hơn, năng lượng liên kết trên một nucleon trong hạt nhân bắt đầu giảm. Do đó, phản ứng tổng hợp để tạo thành hạt nhân nguyên tử có Z lớn hơn 26 và số khối lớn hơn 60 là phản ứng thu nhiệt.

7. Tia X (X-Ray) và nguyên lí hoạt động của máy chụp X–quang

a) Bản chất tia X

Tia X là sóng điện từ có bước sóng rất ngắn, thường trong khoảng từ 10^{-3} Å đến 1,0 Å tương ứng với dãy tần số từ $3 \cdot 10^{16}$ Hz đến $3 \cdot 10^{19}$ Hz và năng lượng từ 120 eV đến 120 keV.

b) Cơ chế phát tia X

Electron của cathode được tăng tốc trong điện trường mạnh nên có động năng rất lớn. Khi gặp anode, các electron này xuyên sâu vào vỏ nguyên tử, tương tác với hạt nhân và các lớp electron của nguyên tử làm dịch chuyển các electron từ lớp này qua lớp khác (được đặt tên K, L, M,… theo mức năng lượng của electron từ thấp tới cao). Chính quá trình dịch chuyển từ lớp này sang lớp khác của các electron tạo ra tia X.

c) Các tính chất và ứng dụng trong y học của tia X

– *Tính chất*

+ Khả năng đâm xuyên tốt: truyền qua được những vật chắn sáng thông thường như giấy, gỗ, kim loại mỏng,… Bước sóng càng ngắn, khả năng đâm xuyên càng mạnh.

+ Tác dụng rất mạnh lên kính ảnh.

+ Làm phát quang một số chất.

+ Có khả năng ion hoá không khí và các chất khí.

+ Tác dụng sinh học rất mạnh: huỷ hoại tế bào, diệt vi khuẩn,…

– *Ứng dụng trong y học:*

Sử dụng trong các máy X-quang, CT-scanner, PET-CT, xạ trị,… rất có giá trị trong việc chẩn đoán cũng như điều trị bệnh.

– *Tác dụng không mong muốn của tia X:*

+ Do có bước sóng ngắn, tia X có thể đi xuyên qua nhiều loại vật chất và gây tác hại rất lớn cho các dạng sinh vật sống. Với con người, tia X gây rối loạn quá trình trao đổi chất, thay đổi mã di truyền,…

+ Ngày nay, bằng kĩ thuật hỗ trợ, bệnh nhân chỉ phải hấp thu liều lượng tia X nhỏ nhưng vẫn đạt được hiệu quả trong chẩn đoán và điều trị. Các biện pháp bảo vệ các phòng sử dụng tia X là phòng được bọc chì (lead), nhân viên bức xạ có áo bọc chì,…

d) Cấu tạo và nguyên lí hoạt động máy X–quang

Cấu tạo: Thành phần chính trong hệ gồm:

– Bóng phát tia X và bộ tạo cao áp;

– Phin lọc;

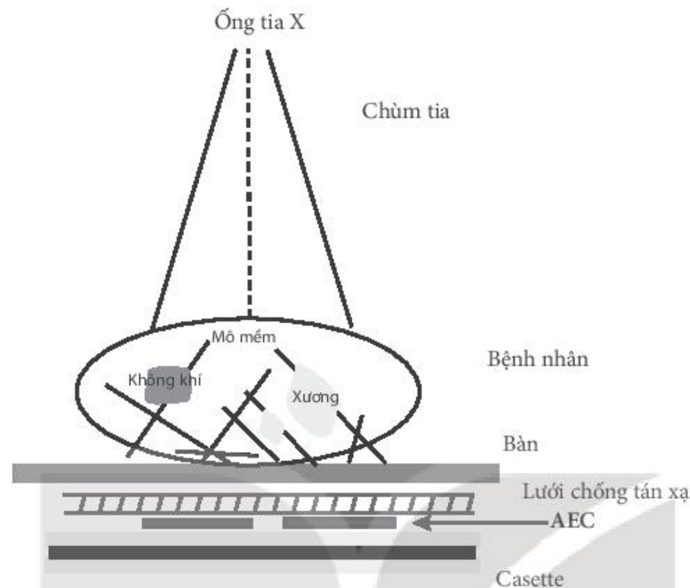
– Hệ chuẩn trực;

– Lưới chống tán xạ;

– Bộ phận nhận tia X: phim, tấm nhận ảnh KTS, bìa tăng quang hoặc tăng sáng truyền hình (khuếch đại ảnh);

– Bộ kiểm soát liều xạ tự động (AEC);

– Trung tâm điều khiển thông số và phát tia.



Hình 1.2. Các thành phần chính trong hệ chụp X-quang

Nguyên lí tạo hình của máy chụp X-quang

Chùm tia X sau khi truyền qua vùng thăm khám của cơ thể thì suy giảm do bị hấp thụ bởi các cấu trúc. Sự suy giảm này phụ thuộc vào độ dày, mật độ của các cấu trúc mà nó đi qua nên tác động của chùm tia còn lại tới bộ phận thu nhận (film, detector, màn chiếu...) là khác nhau, qua đó bộ xử lí hình ảnh sẽ cho thang xám khác nhau. Mức độ thang xám sẽ tạo ra ảnh.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Trong điều kiện cho phép, nên biểu diễn thí nghiệm về tia âm cực, những tính chất của tia âm cực để làm cơ sở thực nghiệm cho việc tìm ra electron, chứng tỏ nguyên tử có cấu tạo phức tạp.

2. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận một số điểm cơ bản rồi căn cứ vào đó để suy ra một số kết quả khác.

3. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt các nhóm trình bày ý kiến trước lớp; sau đó các nhóm khác phản biện. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận chung.

4. Trong một số phần cụ thể, có thể cho HS giải quyết những bài tính đơn giản (tính tỉ số khối lượng electron/hạt nhân, xác định bán kính nguyên tử, xác định khối lượng tuyệt đối của một nguyên tử, tính tỉ khối hạt nhân,...) nhằm tạo niềm tin khoa học cho HS.

Hoạt động 1. CÁC LOẠI HẠT CẤU TẠO NÊN NGUYÊN TỬ

1. Không mô tả thí nghiệm của E. Rutherford mà chỉ nêu kết quả thu được từ thí nghiệm đó.

2. GV yêu cầu HS đọc trước ở nhà và trên lớp sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT:

– Tiến hành thí nghiệm tia âm cực (nếu được).

– Quan sát hình ảnh, video.

– GV hướng dẫn để HS rút ra nhận xét.

3. Củng cố: Sử dụng một số câu hỏi tương tự câu hỏi trong SGK để luyện tập.

Hoạt động 2. KÍCH THƯỚC VÀ KHỐI LƯỢNG CỦA NGUYÊN TỬ

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Do những con số về kích thước, khối lượng nguyên tử và các loại hạt là vô cùng nhỏ bé nên GV dùng hình ảnh hoặc video để hướng dẫn HS so sánh:

– Hạt nhân nguyên tử với nguyên tử.

– Electron với proton và neutron.

Có thể dựa vào số Avogadro để tính khối lượng của 1 nguyên tử.

Ví dụ: khối lượng của 1 nguyên tử carbon = $\frac{12\text{ g}}{6,022\cdot 10^{23}} = 1,9927\cdot 10^{-23}$ (g).

a) Sử dụng các ví dụ so sánh tương tự như:

– Đường kính của tóc người thường bằng khoảng 1 triệu lần đường kính nguyên tử carbon.

– Một giọt nước chứa khoảng ($2\cdot 10^{21}$) nguyên tử oxygen và $2\cdot$ ($2\cdot 10^{21}$) nguyên tử hydrogen.

– Một cara kim cương với khối lượng $2\cdot 10^{-4}$ kg chứa khoảng (10^{22}) nguyên tử carbon.

– Nếu một quả táo phóng to bằng đường kính Trái Đất, thì một nguyên tử trong quả táo có đường kính xấp xỉ kích cỡ quả táo ban đầu.

b) Yêu cầu HS nêu nhận xét về:

– Kích thước nguyên tử.

– Kích thước hạt nhân.

– Kích thước proton, neutron, electron.

(Chú ý hướng dẫn HS đổi đơn vị)

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng cách:

Giới thiệu bảng 1.1 SGK và sử dụng câu hỏi, bài tập vận dụng để tính toán: khối lượng nguyên tử (ra kg), khối lượng nguyên tử (ra amu), khối lượng mol nguyên tử.

Sử dụng phương pháp trực quan, đàm thoại gợi mở và rèn luyện năng lực GTHT:

Bằng cách quy đổi đơn vị m, pm, yêu cầu HS so sánh khối lượng proton, neutron và electron với khối lượng nguyên tử, từ đó hướng dẫn HS rút ra nhận xét: "khối lượng electron vô cùng nhỏ, không đáng kể, nên khối lượng nguyên tử tập trung chủ yếu ở hạt nhân".

3. Củng cố: Sử dụng một số câu hỏi tương tự câu hỏi trong SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. ĐIỆN TÍCH HẠT NHÂN VÀ SỐ KHỐI

1. Sử dụng phương pháp hợp tác nhóm, GQVĐ và rèn luyện năng lực GTHT:

Giới thiệu "điện tích hạt nhân" và "số khối". Sau đó HS xác định: số khối và số neutron (của một số nguyên tử).

2. Củng cố: Sử dụng một số câu hỏi tương tự câu hỏi trong SGK để luyện tập.

Hoạt động 4. HƯỚNG DẪN HỌC Ở NHÀ VÀ ĐỌC BÀI TIẾP THEO

GV hướng dẫn HS sử dụng phương pháp hoạt động nhóm, đề nghị HS đề xuất và vẽ mô hình của nguyên tử, qua đó rèn luyện năng lực THTN.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Đáp án C. Nguyên tử chứa những hạt mang điện là proton và electron.

2. Nhận xét về đường đi của các hạt α:

– Đa số các hạt đi thẳng xuyên qua lá vàng.

– Một số ít hạt đi lệch hướng.

– Một số rất ít hạt bị bật trở lại.

Chứng tỏ nguyên tử có cấu tạo rỗng, ở tâm có một hạt nhân có kích thước rất nhỏ so với nguyên tử. Hạt nhân nguyên tử mang điện tích dương và có khối lượng lớn.

3. So sánh thấy 30 cm = 10 000 lần so với 0,003 cm.

4. Nguyên tử nitrogen chứa 7 proton, 7 neutron ⇒ số electron = số proton = 7.

Hạt nhân nguyên tử chứa 7 proton và 7 neutron.

Khối lượng của hạt nhân $= (7 \cdot 1,673 \cdot 10^{-27}) + (7 \cdot 1,675 \cdot 10^{-27}) = 2,3436 \cdot 10^{-26}$ (kg).

Khối lượng của electron $= 7 \cdot 9,109 \cdot 10^{-31} = 6,376 \cdot 10^{-30}$ (kg).

Khối lượng của nguyên tử $= 2,3436 \cdot 10^{-26} + 6,376 \cdot 10^{-30} = 2,3442 \cdot 10^{-26}$ (kg).

Tỉ lệ $\dfrac{\text{khối lượng hạt nhân}}{\text{khối lượng nguyên tử}} = \dfrac{2,3436 \cdot 10^{-26}}{2,3442 \cdot 10^{-26}} = 0,9997.$

Tỉ lệ $\dfrac{\text{khối lượng vỏ nguyên tử}}{\text{khối lượng hạt nhân}} = \dfrac{6,376 \cdot 10^{-30}}{2,3436 \cdot 10^{-26}} = 2,56 \cdot 10^{-4}.$

Nhận xét: Khối lượng electron rất nhỏ, không đáng kể so với khối lượng nguyên tử và khối lượng nguyên tử tập chung chủ yếu ở hạt nhân.

5. Điện tích hạt nhân = số proton = số electron = 13.

Số neutron = số khối – số proton = 27 – 13 = 14.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày"; "mô tả", "chọn phương án đúng" về thành phần nguyên tử.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "tính toán" về nguyên tử, hạt nhân (kèm theo sự giải thích).

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "vẽ hình mô tả"; "đề xuất" về mô hình nguyên tử.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về thành phần nguyên tử, kèm theo các tính toán hoá học.

Bài 2. NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm về nguyên tố hoá học, số hiệu nguyên tử và kí hiệu nguyên tử.

– Phát biểu được khái niệm đồng vị, nguyên tử khối.

– Tính được nguyên tử khối trung bình (theo amu) dựa vào khối lượng nguyên tử và phần trăm số nguyên tử của các đồng vị theo phổ khối lượng được cung cấp.

II CHUẨN BỊ

– Một số câu chuyện về: các đồng vị phóng xạ,...

– Tranh ảnh và video liên quan đến đồng vị.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Nguyên tố hoá học

Nguyên tố hoá học (gọi tắt là nguyên tố) là một chất hoá học tinh khiết, bao gồm một loại nguyên tử, có cùng số hiệu nguyên tử (số hạt proton trong mỗi hạt nhân nguyên tử).

Hiện nay có tất cả 118 nguyên tố hoá học đã được tìm thấy, trong đó 94 nguyên tố có nguồn gốc tự nhiên, các nguyên tố còn lại là nhân tạo. Nguyên tố nhân tạo đầu tiên là tecnetium (Tc) được điều chế năm 1937. Tất cả các nguyên tố nhân tạo đều có tính phóng xạ với chu kì bán rã ngắn, vì vậy chúng không thể tồn tại tự nhiên trên Trái Đất cho đến ngày nay do sự phóng xạ đã diễn ra ngay từ khi hình thành Trái Đất.

Nguyên tố nhẹ nhất hydrogen (có ba loại nguyên tử là hydrogen, deuterium và tritium), là nguyên tố đầu tiên xuất hiện trong Vụ Nổ Lớn (Big Bang). Tất cả các nguyên tố nặng hơn được tạo ra thông qua hàng loạt các quá trình khác nhau của tổng hợp hạt nhân.

Mỗi nguyên tố hoá học đều có một tên gọi và kí hiệu riêng để dễ nhận biết. Tên gọi chính thức của các nguyên tố hoá học được quy định bởi Liên đoàn Quốc tế về Hoá học cơ bản và Hoá học ứng dụng (International Union of Pure and Applied Chemistry – IUPAC). Tổ chức này thường chấp nhận tên gọi mà người (hay tổ chức) phát hiện ra nguyên tố đã lựa chọn. Tuy nhiên, khi có tranh cãi về việc nhóm nghiên cứu nào thực sự tìm ra nguyên tố, việc đặt tên có thể bị chậm trễ, ví dụ một số nguyên tố có số hiệu nguyên tử từ 104 trở lên bị chậm trễ công nhận tên gọi chính thức trong một thời gian dài. Mỗi nguyên tố hoá học có một kí hiệu hoá học được quy định dùng thống nhất trên toàn thế giới, dựa trên cơ sở tên gọi của nguyên tố, phần lớn là viết tắt theo tên gọi La-tinh. Ví dụ: Carbon có kí hiệu hoá học C, sodium có kí hiệu hoá học Na từ tên gọi La-tinh natrium. Kí hiệu hoá học của nguyên tố được thống nhất trên toàn thế giới trong khi tên gọi thông thường của nó khi chuyển sang một ngôn ngữ khác thì phần lớn không giống nhau.

Nguyên tử của các nguyên tố có thể kết hợp với nhau để tạo thành các đơn chất hay hợp chất hoá học dưới các trạng thái tập hợp phân tử hay tinh thể (đơn nguyên tử hay hai nguyên tử hoặc đa nguyên tử). Một nguyên tố có thể tồn tại ở nhiều dạng đơn chất khác nhau gọi là hiện tượng thù hình. Ví dụ, nguyên tố oxygen có thể tồn tại dưới dạng oxygen (O_2), ozon (O_3). Trong phần lớn các trường hợp, hợp chất vô cơ và hợp chất hữu cơ có thành phần, cấu trúc và tính chất đặc trưng cố định.

2. Kí hiệu nguyên tử

Liên đoàn Quốc tế về Hoá học cơ bản và Hoá học ứng dụng (IUPAC) là nơi đưa ra các khuyến nghị về danh pháp cho các nguyên tố và hợp chất hoá học, cũng như các hằng số hay giá trị liên quan,...

Tên khoa học của các đồng vị được viết với tên của nguyên tố kèm theo là dấu gạch nối và số khối. Ví dụ: helium–3, carbon–12, carbon–14, iodine–131, uranium–238,...

Ở dạng kí hiệu $^{A}_{Z}E$ (trong đó A – số khối, Z – số hiệu nguyên tử và E – kí hiệu nguyên tố), số khối được viết ở vị trí chỉ số trên và số hiệu nguyên tử viết ở vị trí chỉ số dưới ngay trước kí hiệu hoá học của nguyên tố. Ví dụ: $^{4}_{2}He$; $^{12}_{6}C$; $^{14}_{6}C$; $^{235}_{92}U$,... Ngoài ra, có thể dùng kí hiệu rút gọn là ^{A}E, vì số hiệu nguyên tử Z đã được đặc trưng rõ bằng kí hiệu hoá học E. Ví dụ: ^{4}He, ^{12}C, ^{14}C, ^{131}I, ^{238}U.

Trong phương trình phản ứng hạt nhân, kí hiệu $^{A}_{Z}E$ cho hình dung trực quan tốt hơn.

Ví dụ: $^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{14}_{7}C + ^{1}_{1}p$.

3. Đồng vị

Đồng vị là các dạng tồn tại của một nguyên tố hoá học, trong đó hạt nhân nguyên tử có cùng số proton nhưng có chứa số neutron khác nhau và do đó có số khối khác nhau.

Thuật ngữ "đồng vị" (isotope) được hình thành từ tiếng Hy Lạp isos (ἴσος "cùng") và *topos* (τόπος "chỗ"), có nghĩa là "cùng một chỗ", để nói rằng các đồng vị khác nhau của một nguyên tố đều chiếm vị trí duy nhất trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học (hay bảng tuần hoàn).

Số proton trong hạt nhân nguyên tử được gọi là số hiệu nguyên tử và bằng số electron của nguyên tử. Mỗi số hiệu nguyên tử xác định một nguyên tố cụ thể và các nguyên tử của nguyên tố đó có thể có số lượng các neutron khác nhau. Số lượng các nucleon (tên gọi chung cho proton và neutron) trong hạt nhân là số khối của nguyên tử, tức là mỗi đồng vị của một nguyên tố có một số khối riêng biệt.

Ví dụ: ^{12}C, ^{13}C và ^{14}C là ba đồng vị của nguyên tố carbon có số nucleon tương ứng là 12, 13 và 14. Số proton trong nguyên tử carbon là 6 nên số neutron của các đồng vị tương ứng là 6, 7 và 8.

Một số đồng vị có tính phóng xạ và do đó được gọi là đồng vị phóng xạ, trong khi những đồng vị còn lại chưa bao giờ được quan sát thấy sự phân rã phóng xạ, được gọi là đồng vị bền. Ví dụ: ^{14}C là một đồng vị phóng xạ của carbon, trong khi ^{12}C và ^{13}C là các đồng vị bền. Có khoảng 339 đồng vị xuất hiện tự nhiên trên Trái Đất, trong đó 286 là đồng vị nguyên thuỷ, có nghĩa là chúng đã tồn tại từ khi hình thành Hệ Mặt Trời. Đồng vị nguyên thuỷ bao gồm 34 đồng vị có chu kì bán rã rất dài (trên 100 triệu năm) và 252 đồng vị được chính thức coi là đồng vị bền.

4. Khối lượng nguyên tử và nguyên tử khối

a) Khối lượng nguyên tử

Các nhà khoa học đầu tiên xác định được khối lượng nguyên tử tương đối là John Dalton và Thomas Thomson (người Scotland) vào khoảng những năm 1803 – 1805 và Jöns Jakob Berzelius (người Thuỵ Điển) vào khoảng những năm 1808 – 1826. Khối lượng nguyên tử tương đối ban đầu được định nghĩa là khối lượng của nguyên tử so với khối lượng của nguyên tố nhẹ nhất, hydrogen, được tính là 1,00. Trong những năm 1820, giả thuyết Prout cho rằng khối lượng nguyên tử của tất cả nguyên tố là một bội số của khối lượng nguyên tử hydrogen. Tuy nhiên, J. J. Berzelius đã chứng minh rằng điều này là sai vì một số nguyên tố như chlorine, khối lượng nguyên tử tương đối vào khoảng 35,5 nằm gần như chính giữa hai bội số nguyên của khối lượng hydrogen. Sau này, điều đó được chứng minh là khối lượng nguyên tử trung bình của hỗn hợp nhiều đồng vị, còn nguyên tử khối của mỗi đồng vị vẫn là bội số của khối lượng hydrogen với sai số trong khoảng 1%.

Trong thập kỉ 1860, Stanislao Cannizzaro (người Italia) đưa ra một định luật để xác định khối lượng nguyên tử tương đối của các nguyên tố: lượng chất khác nhau của cùng một nguyên tố chứa trong những phân tử khác nhau là các bội số nguyên của trọng lượng

nguyên tử và xác định khối lượng nguyên tử và phân tử tương đối qua việc so sánh mật độ hơi của một hỗn hợp khí chứa phân tử của một hay nhiều nguyên tố cần đo đạc.

Trong thế kỉ XX, trước những năm 1960, các nhà hoá học và vật lí sử dụng hai thang đo nguyên tử khối khác nhau. Các nhà hoá học dùng "đơn vị nguyên tử khối" (amu) sao cho hỗn hợp tự nhiên các đồng vị của oxygen, trong khi các nhà vật lí gán con số 16 làm nguyên tử khối của đồng vị oxygen phổ biến nhất (^{16}O, gồm 8 proton và 8 neutron). Tuy nhiên, vì oxygen-17 và oxygen-18 cũng có trong tự nhiên, điều này dẫn đến hai thang đo khác nhau cho khối lượng nguyên tử. Thang đo thống nhất dựa trên carbon-12, đáp ứng nhu cầu của các nhà vật lí về thang đo dựa theo một đồng vị duy nhất, trong khi vẫn có giá trị gần bằng thang đo của các nhà hoá học.

Nguyên tử khối là khối lượng tương đối của nguyên tử (cho biết khối lượng của nguyên tử đó nặng gấp bao nhiêu lần đơn vị khối lượng nguyên tử). Trong nguyên tử, khối lượng của proton và neutron đều xấp xỉ 1,0 amu, còn khối lượng của electron nhỏ hơn rất nhiều (0,00055 amu) nên có thể coi nguyên tử khối xấp xỉ “số khối” của hạt nhân.

Về giá trị, khối lượng nguyên tử và khối lượng nguyên tử tương đối xấp xỉ nhau. Sự khác biệt duy nhất là khối lượng nguyên tử tương đối không có đơn vị, vì nó biểu diễn tỉ lệ khối lượng của một nguyên tử carbon–12 với đơn vị khối lượng nguyên tử ($1\,amu = \frac{1}{12}m_{carbon-12}$).

Nguyên tử khối trung bình của một nguyên tố có nhiều đồng vị phụ thuộc vào phần trăm số nguyên tử và nguyên tử khối của các đồng vị. Giá trị của nó thường xấp xỉ nguyên tử khối của đồng vị phổ biến nhất, chứ không phải là vì sự khác biệt khi làm tròn.

b) Nguyên tử khối

Nguyên tử khối luôn gần bằng một số nguyên nhưng không bao giờ có giá trị nguyên (trừ ^{12}C) vì hai lí do chính:

– Proton và neutron có khối lượng khác nhau và những đồng vị khác nhau có tỉ lệ proton và neutron khác nhau.

– Nguyên tử khối bị giảm do năng lượng liên kết hạt nhân.

Tỉ lệ giữa nguyên tử khối và số khối (số hạt trong hạt nhân) nằm trong khoảng từ 0,99884 với ^{56}Fe và 1,00782505 với ^{1}H.

c) Sự hao hụt khối lượng nguyên tử (độ hụt khối)

Nguyên tử khối của nguyên tử, ion, hay hạt nhân nguyên tử nhỏ hơn một chút so với tổng khối lượng của các proton, neutron và electron cấu thành nên nó, do có sự mất mát khối lượng từ năng lượng liên kết (theo công thức $E = mc^2$).

Ví dụ: Hạt nhân lithium có khối lượng = 7,01601 amu. Hãy tính năng lượng liên kết riêng của hạt nhân lithium. Cho khối lượng proton và neutron lần lượt là 1,00724 amu và 1,00862 amu. Biết 1 amu = 931,5 $\frac{MeV}{c^2}$. Nguyên tử Li chứa 3 proton và 4 neutron.

Khối lượng của 3p + 4n = 1,00724·3 +1,00862·4 = 7,0562 (amu).

Độ hụt khối lượng $\Delta m = 7,0562 - 7,01601 = 0,04019$ (amu).

$E = \Delta m \cdot c^2 = 0,04019 \cdot 931,5 = 37,44$ (MeV).

Năng lượng liên kết riêng trung bình $= \dfrac{37,44}{7} = 5,35$ (MeV/ nucleon).

Bất kì sự hao hụt khối lượng nào do năng lượng liên kết hạt nhân chỉ chiếm một phần nhỏ so với tổng khối lượng các nucleon tự do. So với khối lượng trung bình của mỗi nucleon trong ^{12}C, là một nguyên tử có liên kết tương đối mạnh, hao hụt khối lượng chỉ là một phần nhỏ của 1 amu. Do proton và neutron tự do có khối lượng khác nhau rất ít (khoảng 0,0014 amu), làm tròn khối lượng đồng vị tương đối, hoặc nguyên tử khối của bất kì đồng vị nào (tính theo amu) luôn cho ta số hạt trong nhân, hay số khối.

Việc đo đạc và so sánh khối lượng của nguyên tử được thực hiện bằng phương pháp phổ khối.

5. Ứng dụng của đồng vị phóng xạ

a) Trong y học

"Liệu pháp cobalt" được dùng trong y học để chữa một số dạng ung thư dựa vào khả năng làm giảm khối u của tia γ (^{60}Co phân rã tạo ra hạt β, tia γ có $t_{1/2} = 5,27$ năm).



$$^{60}_{27}\text{Co} \longrightarrow \, ^{60}_{28}\text{Ni} + \, ^{0}_{-1}\text{e} + \, ^{0}_{0}\gamma$$

^{24}Na hay ^{113}In được dùng trong kiểm tra máu.

^{201}Tl (thallium) và ^{99}Tc (technetium) được dùng trong kiểm tra tim, phổi.

Phương pháp PET dùng các đồng vị có thời gian sống ngắn như ^{11}C ($t_{1/2} = 26,4$ phút); ^{13}N ($t_{1/2} = 9,98$ phút); ^{15}O ($t_{1/2} = 2,05$ phút); ^{8}F ($t_{1/2} = 110$ phút) để chữa một số bệnh ung thư.

b) Trong nông nghiệp

Kĩ thuật phóng xạ dùng để:

– Bảo quản nông sản.

– Triệt sản các sâu bọ, côn trùng gây hại cho cây trồng.

– Kích thích sự nảy mầm ở thời điểm thích hợp của một số giống cây trồng hoặc dùng các đồng vị đánh dấu nghiên cứu các giai đoạn phát triển của thực vật quý hiếm.

c) Trong công nghiệp

– Kiểm tra chất lượng sản phẩm, thiết bị, công trình xây dựng bằng tia phóng xạ thích hợp.

– Máy kích thích nhịp tim sử dụng ^{238}Pu (plutonium) làm nhiên liệu rất gọn nhẹ và dễ sử dụng.

– Các động cơ của một số thiết bị nghiên cứu vũ trụ hoặc các cực của Trái Đất sử dụng đồng vị ^{210}Po và ^{242}Cf hoạt động được nhiều năm mà chỉ tiêu thụ một lượng nhỏ nhiên liệu.

d) Trong nghiên cứu khoa học

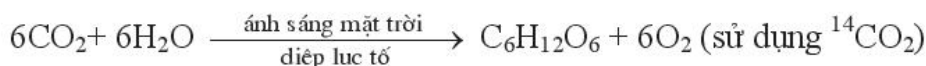
– Một số đồng vị đánh dấu được dùng để nghiên cứu các phản ứng khó theo dõi.

Ví dụ: Sử dụng $^{35}S^{2-}$ để khảo sát cân bằng hoá học:



$$CoS\ (rắn) \rightleftharpoons Co^{2+}\ (dd) + S^{2-}\ (dd)$$

Phản ứng quang hợp:



$$6CO_2 + 6H_2O \xrightarrow[\text{diệp lục tố}]{\text{ánh sáng mặt trời}} C_6H_{12}O_6 + 6O_2\ (\text{sử dụng } ^{14}CO_2)$$

– Điều chế các nguyên tố hoá học có $Z \geq 93$.

e) Định tuổi (niên đại) cổ vật

Ví dụ 1: Một mẫu đá chứa 17,4 μg ^{238}U và 1,45 μg ^{206}Pb (biết ^{238}U có $t_{1/2} = 4{,}51 \cdot 10^9$ năm).

Động học phản ứng phóng xạ cho: hằng số phóng xạ $\lambda = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$ và t (niên đại) = $\frac{1}{\lambda}\ln\frac{m_o}{m}$.

Ta có liên hệ $\frac{A_{(U)}}{A_{(Pb)}} = \frac{m_{(U)}}{m_{(Pb)}} \Rightarrow$ tính được $m_o \Rightarrow t = 6{,}58 \cdot 10^8$ năm.

Ví dụ 2: Một mẫu than hoá thạch có tốc độ phân huỷ ^{14}C là 13,6 (tính cho 1,0 gam C trong 1,0 giây). Biết ^{14}C có $t_{1/2} = 5730$ năm. Cơ sở của phương pháp định tuổi này là:

– Trong tự nhiên ^{14}C được tạo thành từ phản ứng: $^{14}_{7}N + ^{1}_{0}n \longrightarrow ^{14}_{6}C + ^{1}_{1}H$

– Khi bị phân rã ^{14}C tạo ra: $^{14}_{6}C \longrightarrow ^{14}_{7}N + ^{0}_{-1}\beta$

Vì ^{14}C được tạo thành rồi bị phân huỷ đều với tốc độ xác định nên trong khí quyển có chứa lượng $^{14}CO_2$ xác định, do đó, luôn có một lượng nhỏ xác định ^{14}C trong cơ thể động, thực vật sống. Khi động, thực vật chết đi, lượng ^{14}C bị giảm (mà không được bù lại).

t (niên đại) = $\frac{1}{\lambda}\ln\frac{R_o}{R}$ (R_o là số phân huỷ ^{14}C khi động, thực vật sống = 15,3 và R là số phân huỷ ^{14}C khi động, thực vật chết, tại điểm được phát hiện là 13,6). Thay số tính được t = 974 năm.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Do khái niệm "nguyên tố hoá học" là trừu tượng nên để HS có đủ thông tin, GV có thể trình bày khái niệm "đồng vị" trước, dựa trên các ví dụ cụ thể về đồng vị (nhiều nguyên tử cùng loại) để HS suy ra khái niệm về nguyên tố hoá học.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt các nhóm trình bày ý kiến trước lớp; sau đó các nhóm khác phản biện. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận chung.

3. Trong phần "nguyên tử khối trung bình", có thể cho HS giải quyết những bài tính đơn giản dựa trên một số kết quả về phổ khối lượng nhằm tạo niềm tin khoa học cho HS.

Hoạt động 1. NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Yêu cầu HS nêu nhận xét cặp ba nguyên tử H (Z = 1; A = 1); D (Z = 1; A = 2) và T (Z = 1; A = 3) có gì giống và khác nhau, từ đó rút ra kết luận về khái niệm "nguyên tố hoá học".

2. Hoạt động củng cố: Sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi và bài tập SGK để luyện tập.

Hoạt động 2. KÍ HIỆU NGUYÊN TỬ

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện thêm năng lực GTHT.

GV đưa ra kí hiệu một nguyên tử và yêu cầu HS nêu nhận xét các yếu tố trong kí hiệu đã cho là gì? Từ đó vẽ ra một sơ đồ chung.

2. Hoạt động củng cố: Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng cách: sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi và bài tập SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. ĐỒNG VỊ

1. GV cho HS đọc SGK, lưu ý Hình 2.2, sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT: gợi ý HS nhận xét sự khác nhau của các nguyên tử cùng loại này.

2. GV hướng dẫn HS kết luận về khái niệm "đồng vị" qua việc sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở để rèn luyện năng lực NTHH:

– Có thể giới thiệu một số cặp đồng vị khác như: ^{12}C, ^{13}C, ^{14}C (không bền) và ^{234}U, ^{235}U, ^{238}U.

– Lưu ý HS đến sự khác nhau về tính chất vật lí của các đồng vị.

3. Hoạt động củng cố: Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng cách: sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi và bài tập SGK để luyện tập.

Ví dụ 1: Nêu sự khác nhau giữa các đồng vị $^{16}_{8}O$, $^{17}_{8}O$ và $^{18}_{8}O$.

Ví dụ 2: Silicon (Z = 14) là nguyên tố rất có ích và cần thiết cho nhiều ngành công nghiệp, đặc biệt là vật liệu bán dẫn trong công nghiệp điện tử. Hãy xác định số proton, số electron và số neutron trong nguyên tử của mỗi đồng vị: ^{28}Si; ^{29}Si; ^{30}Si.

Hoạt động 4. NGUYÊN TỬ KHỐI

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

– Gợi ý HS tính khối lượng nguyên tử bằng cách tính tổng khối lượng proton, electron và neutron theo amu.

– Hướng dẫn HS so sánh tổng khối lượng electron với khối lượng nguyên tử để thấy khối lượng của electron rất nhỏ nên khối lượng nguyên tử ≈ tổng khối lượng proton + neutron.

2. Sử dụng phương pháp hợp tác nhóm, GQVĐ và rèn luyện năng lực GTHT để tìm câu trả lời: khối lượng nguyên tử tính theo cách trên khác biệt gì với "số khối". Từ đó dẫn đến khái niệm "nguyên tử khối".

3. Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở để rèn luyện năng lực GQVĐ:

– Bằng phương pháp phổ khối cho thấy chlorine có 2 đồng vị ^{35}Cl và ^{37}Cl với tỉ lệ số nguyên tử theo Hình 2.3 thì nguyên tử khối của chlorine là giá trị trung bình cộng của các số khối theo tỉ lệ số nguyên tử từ phổ khối lượng.

– Có thể hướng dẫn HS rút ra biểu thức tổng quát khi tính nguyên tử khối trung bình.

4. Hoạt động củng cố: Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng cách sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi và bài tập SGK để luyện tập.

Hoạt động 5. CHỐT LẠI CÁC KIẾN THỨC ĐÃ HỌC

GV sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở để HS thấy các mối quan hệ giữa: "nguyên tố hoá học và đồng vị", "nguyên tử khối và số khối", "số hiệu nguyên tử và số đơn vị điện tích hạt nhân" qua đó rèn luyện năng lực THTN.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Những nguyên tử L và E thuộc cùng một nguyên tố hoá học do có cùng số đơn vị điện tích hạt nhân (Z = 8).

2. Kí hiệu một nguyên tử cho biết:

– Đó là nguyên tố nào.

– Số đơn vị điện tích hạt nhân nguyên tử, số proton và số electron của nguyên tử đó.

– Số khối của nguyên tử đó, suy ra số neutron = số khối – số proton.

3. Biểu diễn kí hiệu của:

a) Nitrogen: $^{14}_{7}N$ (số khối = 7 + 7 = 14).

b) Phosphorus: $^{31}_{15}P$ (số khối = 15 + 16 = 31).

c) Copper: $^{63}_{29}Cu$ (số khối = 29 + 34 = 63).

4. a) Ba đồng vị của Si đều có số proton = số electron = 14.

và số neutron lần lượt bằng 28 – 14 = 14; 29 – 14 = 15 ; 30 – 14 = 16.

b) Ba đồng vị của Fe đều có số proton = số electron = 26.

và số neutron lần lượt bằng 54 – 26 = 28; 56 – 26 = 30 ; 57 – 26 = 31; 58 – 26 = 32.

5. Nguyên tử khối trung bình:

$$\overline{A}_{Ne} = \frac{A_{Ne_{(1)}} \cdot \%Ne_{(1)} + A_{Ne_{(2)}} \cdot \%Ne_{(2)} + A_{Ne_{(3)}} \cdot \%Ne_{(3)}}{100} = \frac{21 \cdot 1 + 20 \cdot 90 + 22 \cdot 9}{100} = 20{,}19.$$

6. Trong bảng tuần hoàn, nguyên tử khối của chromium (Cr) bằng 51,996 (không phải là số nguyên) vì đó là giá trị trung bình cộng của số khối các đồng vị Cr theo tỉ lệ số nguyên tử đồng vị tương ứng xác định bằng phổ khối lượng.

7. Gọi phần trăm số nguyên tử $^{63}_{29}Cu$ là a. Nguyên tử khối trung bình của copper:

$$\overline{A}_{Cu} = \frac{63 \cdot a + 65 \cdot (100 - a)}{100} = 63,456 \Rightarrow a = 72,7.$$

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày"; "phát biểu", "chọn phương án đúng" về khái niệm "nguyên tố hoá học", "đồng vị", "nguyên tử khối".

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "tính toán" về nguyên tử khối trung bình, kí hiệu nguyên tử.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "vẽ hình mô tả"; "đề xuất" về kí hiệu nguyên tử và đồng vị.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về nguyên tử khối trung bình, kí hiệu nguyên tử và các tính toán hoá học.

Bài 3. CẤU TRÚC LỚP VỎ ELECTRON NGUYÊN TỬ

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày và so sánh được mô hình của Rutherford – Bohr với mô hình hiện đại mô tả sự chuyển động của electron trong nguyên tử.

– Nêu được khái niệm về orbital nguyên tử (AO), mô tả được hình dạng của AO (s, p), số lượng electron trong 1 AO.

– Trình bày được khái niệm lớp, phân lớp electron và mối quan hệ về số lượng phân lớp trong một lớp. Liên hệ được về số lượng AO trong một phân lớp, trong một lớp.

– Viết được cấu hình electron nguyên tử theo lớp, phân lớp electron và theo ô orbital khi biết số hiệu nguyên tử Z của 20 nguyên tố đầu tiên trong bảng tuần hoàn.

– Dựa vào đặc điểm cấu hình electron lớp ngoài cùng của nguyên tử, dự đoán được tính chất hoá học cơ bản (kim loại hay phi kim) của nguyên tố tương ứng.

II CHUẨN BỊ

– Một số tư liệu về cấu trúc lớp vỏ electron nguyên tử theo quan điểm hiện đại (SGV, Internet,…).

– Tranh ảnh và các video liên quan đến cấu trúc lớp vỏ electron nguyên tử.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Những ưu điểm và thiếu sót của mô hình nguyên tử Rutherford – Bohr

Mô hình nguyên tử của Rutherford – Bohr cho phép giải thích sự tạo thành các vạch quang phổ hydrogen và tính toán tần số của các vạch đó mà suốt thời gian dài các nhà khoa học không giải đáp được.

Mô hình nguyên tử của Rutherford – Bohr cho thấy một hình ảnh đơn giản nhưng chưa đúng về cấu tạo nguyên tử:

– Các quỹ đạo tròn và bầu dục của electron trong nguyên tử là không có cơ sở.

– Các tính toán của Bohr đúng với nguyên tử hydrogen, nhưng không áp dụng được với các nguyên tử khác.

– Không giải thích được vấn đề về liên kết hoá học.

Với các thiếu sót này, phải có mẫu nguyên tử khác phù hợp với thực tế. Tuy nhiên, mẫu nguyên tử của Bohr vẫn là bước tiến đầu tiên trong việc xây dựng lí thuyết cấu tạo nguyên tử.

2. Cấu tạo nguyên tử theo cơ học lượng tử

Vật lí học đầu thế kỉ XX nhận thấy không thể áp dụng cơ học nghiên cứu chuyển động của các hạt vĩ mô dựa vào các định luật cơ học cổ điển của Isaac Newton (người Anh) vào việc nghiên cứu các hạt vi mô như electron, proton, neutron, nguyên tử,…

Nhờ công trình nghiên cứu của các nhà khoa học Maurice de Broglie (người Pháp); Werner Heisenberg (người Đức); Erwin Schrödinger (người Áo); Wolfgang Ernst Pauli (người Áo),… cơ học lượng tử ra đời để nghiên cứu chuyển động của các hạt vi mô. Giải phương trình cơ lượng tử thu được các kết quả sau:

– Xác định được các mức năng lượng của electron trong nguyên tử.

– Tính được xác suất có mặt của electron trong nguyên tử ở một vị trí nào đó tại một thời điểm nào đó.

– Tính được khoảng cách trung bình giữa electron và hạt nhân nguyên tử.

a) Chuyển động của electron xung quanh hạt nhân

Electron trong nguyên tử chuyển động không ngừng với tốc độ rất lớn xung quanh hạt nhân. Cơ học lượng tử cho biết không thể xác định được quỹ đạo của electron trong nguyên tử. Ta chỉ có thể hình dung theo hai cách sau:

– Trong một thời gian, nếu ta chụp được một lượng rất lớn những tấm ảnh về electron và chồng các âm bản lên nhau sao cho trùng hạt nhân rồi rửa ảnh thì hình ảnh thu được giống như một đám mây gồm số rất lớn các dấu chấm (mỗi dấu chấm biểu thị một vị trí của electron). Mật độ các dấu chấm dày đặc hơn ở gần hạt nhân chứng tỏ electron thường xuyên ở gần hạt nhân hơn.

– Vùng không gian xung quanh hạt nhân mà ở đó xác suất có mặt electron là lớn nhất được gọi là *orbital*. Xác suất tìm thấy electron trong một orbital là 90%, tức là trong 100 tấm ảnh có 90 tấm thấy có electron.

Trạng thái của electron trong nguyên tử được xác định bởi một tổ hợp 4 số lượng tử. Các số lượng tử đó phù hợp với các kết luận rút ra từ thực nghiệm.

b) Các số lượng tử

Trạng thái của electron trong nguyên tử được xác định bằng 4 số lượng tử: n, l, m, s.

Số lượng tử chính n: cho biết electron thuộc lớp nào trong nguyên tử và được kí hiệu:

N	1	2	3	4	5	6	7
Lớp	K	L	M	N	O	P	Q

– Số lượng tử chính xác định mức năng lượng trung bình của electron trên lớp thứ n theo:

$E_n = -\frac{Z^2}{n^2} \cdot R$ (trong đó Z là điện tích hạt nhân, R là hằng số Rydberg = 13,6 eV)

Trong phương trình, dấu (–) ở vế phải biểu thị tương tác hút giữa hạt nhân và electron.

Khi n = 1, electron ở gần hạt nhân nhất, E_n có trị số nhỏ nhất và electron ở mức năng lượng thấp nhất (liên kết chặt chẽ nhất với hạt nhân nguyên tử).

Khi n tăng, trị số E_n lớn hơn thì electron ở các lớp ngoài ở mức năng lượng cao hơn.

– Số lượng tử chính n cũng cho biết khoảng cách trung bình giữa electron và hạt nhân nguyên tử, khoảng cách tăng khi n tăng.

Số lượng tử phụ l: cho biết electron thuộc phân lớp nào trong nguyên tử và được kí hiệu:

l	0	1	2	3	(n – 1)	…
Phân lớp	s	p	d	f		…

– Cùng với số lượng tử chính, số lượng tử phụ xác định mức năng lượng của electron trong nguyên tử, đồng thời xác định hình dạng của orbital (nên còn gọi là số lượng tử orbital).

– Đối với một lớp n, giá trị của *l* từ 0 đến (n – 1). Ví dụ:

Với lớp thứ nhất, n = 1 thì *l* có 1 giá trị là *l* = 0 (phân lớp s hay orbital s).

Với lớp thứ hai, n = 2 thì *l* có 2 giá trị là *l* = 0 (phân lớp s) và *l* = 1 (phân lớp p hay orbital p)

Với lớp thứ ba, n = 3 thì *l* có 3 giá trị là *l* = 0 (phân lớp s), *l* = 1 (phân lớp p) và *l* = 2 (phân lớp d hay orbital d).

Với lớp thứ tư, n = 4 thì *l* có 4 giá trị là *l* = 0 (phân lớp s), *l* = 1 (phân lớp p), *l* = 2 (phân lớp d) và *l* = 3 (phân lớp f hay orbital f).

– Orbital s có dạng hình cầu, orbital p có dạng số 8 nổi, các orbital d và f có dạng phức tạp hơn.

Số lượng tử từ m: xác định sự định hướng của các orbital trong không gian, quy định số orbital trong cùng một phân mức năng lượng. Như vậy có tổng cộng $(2l + 1)$ giá trị của m từ $-l, \ldots, 0, \ldots, +l$.

Ví dụ: $l = 0$, m chỉ có 1 giá trị m = 0 ứng với một orbital s.

$l = 1$, m có 3 giá trị m = (–1, 0, +1) ứng với 3 orbital p.

$l = 2$, m có 5 giá trị m = (–2, –1, 0, +1, +2) ứng với 5 orbital d.

$l = 3$, m có 7 giá trị m = (–3, –2, –1, 0, +1, +2, + 3) ứng với 7 orbital f.

– Mỗi orbital được đặc trưng đầy đủ bằng một bộ ba số lượng tử n, l, m.

Ví dụ: orbital s của nguyên tử hydrogen được đặc trưng bởi n = 1, $l = 0$ và m = 0.

– Khi không có từ trường ngoài thì năng lượng chủ yếu phụ thuộc vào hai số lượng tử n và l. Vì thế, để biểu thị một orbital không dùng cả ba số lượng tử trên mà thường chỉ dùng n và l.

Ví dụ: orbital 1s (n = 1, $l = 0$); orbital 2p (n = 2, $l = 1$).

Số lượng tử spin s: khi nghiên cứu cấu trúc tinh vi của các vạch quang phổ nguyên tử thấy cần đưa thêm số lượng tử spin (kí hiệu s), đặc trưng cho chuyển động riêng của electron. Momen động lượng riêng của electron do sự "tự quay" theo hai hướng (thuận chiều kim đồng hồ và ngược chiều kim đồng hồ) quanh một trục tưởng tượng của nó.

Số lượng tử spin có hai giá trị: $s = +\frac{1}{2}$ và $s = -\frac{1}{2}$.

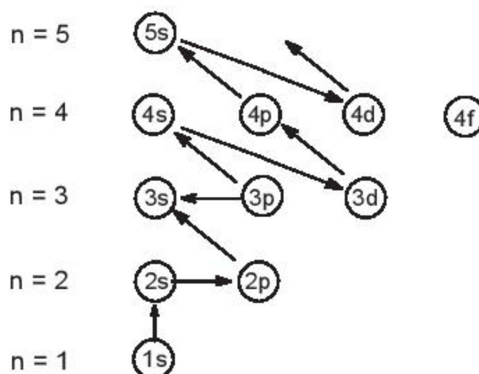
Tổ hợp 4 số lượng tử nói trên đặc trưng đầy đủ cho trạng thái của electron trong nguyên tử.

Biết hình dạng của các orbital và các giá trị năng lượng tương ứng cho phép giải thích nhiều tính chất của nguyên tử cô lập cũng như bản chất của liên kết hoá học giữa các nguyên tử đó.

c) Thứ tự các mức năng lượng của các orbital

Trong nguyên tử ở trạng thái cơ bản (không bị kích thích) nếu xếp các mức năng lượng tăng dần thì nói chung năng lượng của các orbital thuộc lớp bên ngoài cao hơn năng lượng của các orbital thuộc lớp bên trong. Lí thuyết và thực nghiệm cung cấp thứ tự tăng dần năng lượng của các orbital như sau:

1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d...



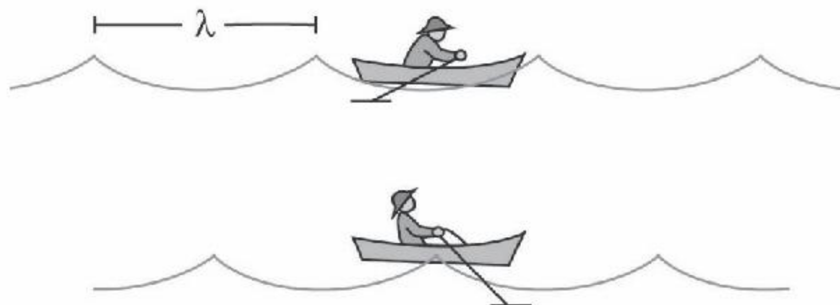
***Hình 3.1.** Các mức năng lượng của các orbital*

3. Cơ sở thực nghiệm cho biết sự sắp xếp electron trong nguyên tử

a) Bản chất của ánh sáng

Ánh sáng và sóng

– Ánh sáng lan truyền trong không gian tương tự như sự chuyển động của sóng trên mặt nước. Sóng ánh sáng có nhiều tính chất tương tự như sóng nước, khi làm gợn sóng trong một hộp đựng nước bằng thuỷ tinh sẽ quan sát thấy mặt cắt của sóng nước.



***Hình 3.2.** Chuyển động của sóng trên mặt nước*

Khoảng cách giữa hai ngọn sóng liên tiếp gọi là độ dài sóng hay (kí hiệu λ – đọc là lamđa). Tần số là số ngọn sóng qua một điểm nào đó trong một đơn vị thời gian (kí hiệu ν – đọc là nuy). Nếu đơn vị thời gian là giây (s) thì đơn vị tần số là hec (kí hiệu Hz) hay đơn giản là s^{-1}. Nếu có 4 ngọn sóng đi qua một điểm nào đó trong thời gian 1 giây thì tần số sóng là 4 Hz hay 4 s^{-1}.

– Tốc độ truyền sóng là tốc độ chuyển dời của một ngọn sóng. Nếu bước sóng λ = 1 cm và tần số ν = 4 s^{-1} thì ngọn sóng chuyển dời 4 $cm{\cdot}s^{-1}$. Tốc độ truyền sóng = λ·ν (khi tốc độ truyền sóng bằng nhau, bước sóng càng ngắn thì tần số càng lớn).

– Tốc độ của ánh sáng trong chân không (kí hiệu c), $c = \lambda{\cdot}\nu = 3{,}00{\cdot}10^8\ m{\cdot}s^{-1}$. Nếu cho chùm ánh sáng trắng (ánh sáng mặt trời) đi qua một lăng kính thuỷ tinh, nó sẽ bị phân giải thành một dải liên tục đủ các màu từ đỏ đến tím (cầu vồng) gọi là quang phổ liên tục. Các màu khác nhau có bước sóng khác nhau, do ánh sáng truyền đi với tốc độ như nhau đối với mọi bước sóng nên hệ thức c = λ·ν cũng được dùng để tính tần số của mỗi bước sóng riêng biệt.

– Dãy bước sóng của ánh sáng nhìn thấy từ 4 000 Å (tím) đến 7 500 Å (đỏ). Nếu bước sóng ánh sáng ngắn hơn 4 000 Å thì mắt người không nhìn thấy được và gọi đó là tia tử ngoại. Nếu bước sóng ánh sáng dài hơn 7 500 Å thì mắt người cũng không nhìn thấy được và gọi đó là tia hồng ngoại.

Ví dụ: Tần số ánh sáng "tím" là $7{,}31{\cdot}10^{14}\ s^{-1}$ và tần số ánh sáng "đỏ" là $4{,}57{\cdot}10^{14}\ s^{-1}$ thì bước sóng của mỗi màu là:

$$\lambda_{tím} = \frac{3{,}00\cdot10^8\ m\cdot s^{-1}}{7{,}31\cdot10^{14}\ s^{-1}} = 4{,}10\cdot10^{-7}\ m\ (4\ 100\ Å).$$

$$\lambda_{đỏ} = \frac{3{,}00\cdot10^8\ m\cdot s^{-1}}{4{,}57\cdot10^{14}\ s^{-1}} = 6{,}56\cdot10^{-7}\ m\ (6\ 580\ Å).$$

Bản chất hạt của ánh sáng

– Trong một số trường hợp, ánh sáng có thể coi gồm những hạt gọi là photon. Theo Max Planck (người Đức) mỗi photon ánh sáng mang một năng lượng riêng gọi là lượng tử năng lượng. Mỗi lượng tử năng lượng của photon phụ thuộc vào màu của ánh sáng. Năng lượng của photon được xác định bởi phương trình Planck:

$$E = h \cdot \nu \text{ hay } E = \frac{hc}{\lambda}.$$

Trong đó: h là hằng số Planck = $6{,}63 \cdot 10^{-34}$ J.s.

Ví dụ: Tần số ánh sáng "tím" là $7{,}31 \cdot 10^{14}$ s^{-1} và tần số ánh sáng "đỏ" là $4{,}57 \cdot 10^{14}$ s^{-1} thì năng lượng mỗi photon trong mỗi màu ánh sáng là:

$E_{tím} = (6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s) \cdot (7{,}31.10^{14}\ s^{-1}) = 4{,}85 \cdot 10^{-19}$ J.

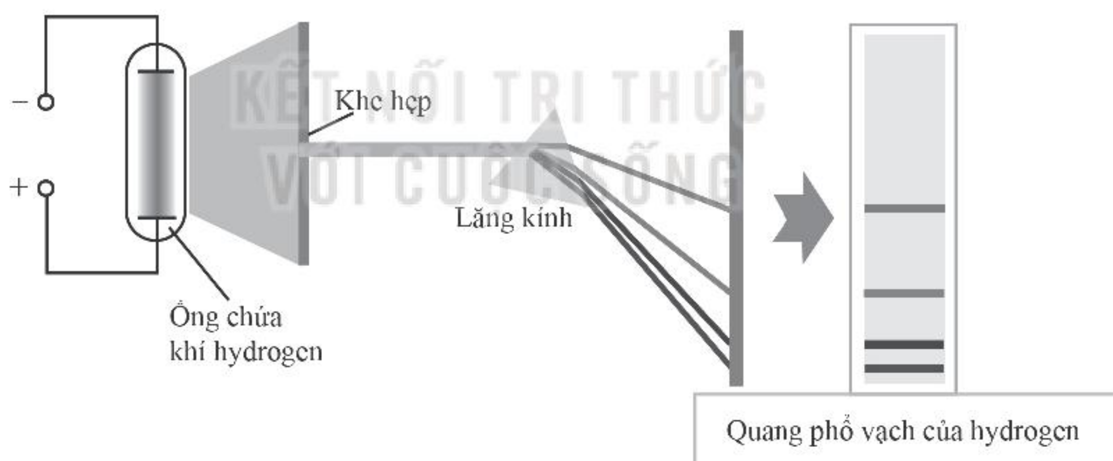
$E_{đỏ} = (6{,}63 \cdot 10^{-34}\ J.s) \cdot (4{,}57.10^{14}\ s^{-1}) = 3{,}03 \cdot 10^{-19}$ J.

Như vậy, photon của ánh sáng tím có năng lượng lớn hơn photon của ánh sáng đỏ.

b) Quang phổ nguyên tử

– Sự tạo thành các vạch quang phổ

Khi phóng điện với hiệu điện thế cao qua một chất khí trong ống chân không có áp suất rất thấp (khoảng 1 mmHg), khí sẽ phát ra ánh sáng có màu đặc trưng. Cho ánh sáng đó đi qua một lăng kính, nó sẽ bị phân giải thành một số vạch tương đối đơn giản. Mỗi vạch quang phổ phát xạ ứng với ánh sáng có bước sóng riêng. Màu của một số vạch rõ nhất trong vùng quang phổ nhìn thấy được.



***Hình 3.3.** Thí nghiệm phát hiện quang phổ vạch của hydrogen*

Quang phổ của nguyên tử hydrogen (trong vùng nhìn thấy) gồm 4 vạch sáng nhất là: vạch đỏ (kí hiệu H_α), vạch lục (kí hiệu H_β), vạch chàm (kí hiệu H_γ), vạch tím (kí hiệu H_δ).

Hình ảnh quang phổ nguyên tử của hydrogen, nitrogen và neon cho thấy quang phổ nguyên tử của mỗi nguyên tố hoá học có một số vạch đặc trưng riêng cho nguyên tố đó. Các quang phổ cũng giống như vân tay của con người, giúp nhận dạng được các nguyên tố khác nhau trong một mẫu vật cho dù chỉ là dấu vết.

– *Giải thích sự tạo thành các vạch quang phổ*

Những dữ kiện thực nghiệm đặt ra các câu hỏi:

– Các vạch quang phổ là do nguyên nhân gì?

– Vì sao mỗi nguyên tố chỉ phát ra ánh sáng có bước sóng xác định?

Rõ ràng, các electron trong một nguyên tử chỉ chiếm một số mức năng lượng nhất định. Ở điều kiện thường, các electron trong nguyên tử chiếm những mức năng lượng thấp nhất, khi nhận năng lượng từ bên ngoài kích thích (đốt nóng, phóng điện,…) các electron có thể đạt tới mức năng lượng cao hơn, khi đó nguyên tử ở trạng thái kích thích. Trạng thái này rất không bền (chỉ tồn tại khoảng 1/100 triệu giây hoặc ngắn hơn) nên electron giải phóng năng lượng dư dưới dạng photon và trở về mức năng lượng thấp hơn. Hiệu giữa hai mức năng lượng này có giá trị xác định vì các mức năng lượng đó là cố định.

Vì tần số bức xạ được xác định bởi năng lượng của nó ($E = h \cdot \nu$) nên bức xạ phát ra khi electron nhảy từ mức năng lượng cao xuống mức năng lượng thấp chỉ có thể có tần số xác định, nghĩa là phát ra màu sắc xác định. Qua các dữ kiện về quang phổ vạch, có thể biết:

– Trong nguyên tử các electron chỉ chiếm một số mức năng lượng xác định (tương ứng với một lớp). Các mức năng lượng này tăng dần từ trong ra ngoài tính từ hạt nhân ($n = 1 \sim K$; $n = 2 \sim L$; $n = 3 \sim M$,…).

– Màu sắc của vùng nhìn thấy trong quang phổ hydrogen được tạo nên do sự nhảy của electron từ các mức năng lượng cao về mức $n = 2$. Ví dụ, khi electron nhảy từ mức $n = 3$ về mức $n = 2$ sẽ tạo ra vạch màu đỏ (H_α có tần số $4\,568 \cdot 10^{14}$ s^{-1} trong quang phổ hydrogen); còn khi electron nhảy từ mức $n = 4$ về mức $n = 2$ sẽ tạo ra vạch màu xanh H_β,…

– Khi năng lượng kích thích từ bên ngoài đủ lớn, electron có thể bị đưa đến mức năng lượng cao nhất của nguyên tử, khi đó electron bị tách ra khỏi nguyên tử và nguyên tử biến thành ion. Năng lượng cần thiết để thực hiện sự ion hoá này gọi là *năng lượng ion hoá.*

Đối với nguyên tử hydrogen, năng lượng cao nhất ứng với vạch có tần số $32{,}7 \cdot 10^{14}$ s^{-1} được tính như sau: $E = h \cdot \nu = (6{,}63 \cdot 10^{-34}) \cdot (32{,}7 \cdot 10^{14})$ $J \cdot photon^{-1}$.

Năng lượng của một photon:

$$(6{,}63 \cdot 10^{-34}) \cdot (32{,}7 \cdot 10^{14}) \cdot \text{số Avogadro} = 1308\ (kJ \cdot mol^{-1}).$$

Đó cũng là năng lượng ion hoá của nguyên tử hydrogen.

c) Năng lượng ion hoá (I)

Năng lượng ion hoá là năng lượng cần thiết để tách electron ra khỏi 1 mol nguyên tử, biến nguyên tử thành ion tích điện dương ($M \longrightarrow M^{n+} + ne$) đều ở thể khí.

Nếu nguyên tử có nhiều electron thì có thể tách 1, 2, 3,… electron và có năng lượng ion hoá thứ nhất (I_1), năng lượng ion hoá thứ hai (I_2), năng lượng ion hoá thứ ba (I_3),…

Ví dụ: $Na \longrightarrow Na^{+} + e$ ($I_1 = 494\ kJ \cdot mol^{-1}$)

và $Na^{+} \longrightarrow Na^{2+} + e$ ($I_2 = 4\,564\ kJ \cdot mol^{-1}$).

Năng lượng ion hoá càng nhỏ, nguyên tử càng dễ mất electron và ngược lại năng lượng ion hoá càng lớn, electron càng khó tách ra khỏi nguyên tử.

Năng lượng ion hoá $I_1 < I_2 < I_3$,… do việc tách electron thứ hai, thứ ba không phải xảy ra đối với nguyên tử trung hoà mà xảy ra đối với ion mang điện dương nên cần nhiều năng lượng hơn.

Năng lượng ion hoá của một nguyên tử phụ thuộc vào những yếu tố: điện tích hạt nhân Z, số lượng tử chính n, mức độ chắn của các electron ở các lớp bên trong với hạt nhân và mức độ xâm nhập của các electron bên ngoài vào các orbital bên trong.

Khi nghiên cứu sâu hơn quang phổ nguyên tử và năng lượng ion hoá, nhận thấy mỗi mức năng lượng lại chia thành một số phân mức năng lượng (phân lớp).

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận một số điểm cơ bản rồi căn cứ vào đó để suy ra một số kết quả khác.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt các nhóm trình bày ý kiến trước lớp, sau đó các nhóm khác phản biện. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận chung.

3. Trong một số phần cụ thể, có thể cho HS giải quyết những câu hỏi đơn giản (tính số electron trong một phân lớp, một lớp) và thực hành viết cấu hình electron nguyên tử.

Hoạt động 1. CHUYỂN ĐỘNG CỦA ELECTRON TRONG NGUYÊN TỬ

1. Đưa ra hai mô hình nguyên tử: Rutherford – Bohr và theo cơ học lượng tử.

2. GV sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT:

– Quan sát hình ảnh, video.

– GV hoàn thiện năng lực NTHH hướng dẫn để HS so sánh và rút ra nhận xét.

3. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Do kiến thức là trừu tượng, nên GV dùng hình ảnh hoặc video và hướng dẫn HS nhận thức:

– Hình dạng orbital nguyên tử.

– Ô orbital.

4. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng hoạt động củng cố:

– Nhận biết các hình dạng orbital.

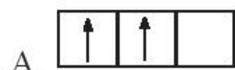
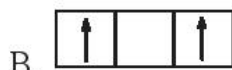
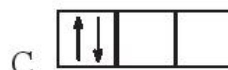
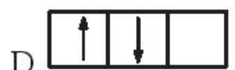
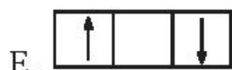
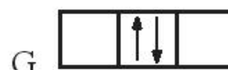
– Thực hành viết một số kiểu ô orbital: với 1 electron, 2 electron,… và khắc sâu nguyên lí loại trừ Pauli.

Ví dụ:

a) Mô tả cách sắp xếp 1 electron vào ô orbital s nào dưới đây là đúng?

A. [↑] B. [↓] C. [↑↓]

b) Mô tả cách sắp xếp 2 electron vào các ô orbital p nào dưới đây là đúng?

A. 
B. 
C. 
D. 
E. 
G. 
H. 

Hoạt động 2. LỚP VÀ PHÂN LỚP ELECTRON

1. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT và năng lực NTHH. GV giới thiệu:

– Lớp electron: n = 1, 2, 3, 4,… tương ứng K, L, M, N,…

– Phân lớp electron: s, p, d, f,…

Có hai điều lưu ý với HS:

– Số phân lớp bằng n (ví dụ n = 3 có 3 phân lớp 3s, 3p, 3d).

– Năng lượng của electron trong cùng một lớp gần bằng nhau, nhưng electron cùng phân lớp là cùng mức năng lượng.

2. Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở để rèn luyện năng lực NTHH.

– Giới thiệu số lượng orbital trong một phân lớp.

– Sau đó, hướng dẫn HS tự vẽ ô orbital ứng với mỗi phân lớp (nguyên lí loại trừ Pauli).

– Hướng dẫn HS liên hệ phân lớp với lớp để suy ra số orbital trong một lớp.

3. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng hoạt động củng cố:

– Tính số orbital trong một lớp.

– Tính số electron trong một phân lớp, một lớp,…

Hoạt động 3. CẤU HÌNH ELECTRON CỦA NGUYÊN TỬ

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

– Giới thiệu cấu trúc và ý nghĩa của cấu hình electron nguyên tử:

+ Chữ số, chữ cái, chỉ số trên.

+ Số thứ tự lớp electron (n), kí hiệu phân lớp electron, số electron trong phân lớp.

– Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT: theo phương pháp hoạt động nhóm.

+ Yêu cầu HS tự đề xuất một mô hình về cấu trúc của cấu hình electron (đơn lẻ hoặc ghép với nhau, Ví dụ: $2s^2$, $3p^1$ hay $2s^23p^1$…)

+ Một số cấu hình kiểu $2s^3$, $3p^7$ hay $1s^23s^22s^1$ có đúng không?

– Tiếp tục hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

+ Nguyên lí vững bền (mức năng lượng từ thấp đến cao: 1s 2s 2p 3s 3p 4s).

+ Quy tắc Hund.

– Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT: theo phương pháp hoạt động nhóm.

Giúp HS sửa chữa sai sót khi viết cấu hình electron đơn lẻ hoặc ghép với nhau như trên.

2. Hướng dẫn HS tiếp tục hoàn thiện năng lực NTHH:

– Giới thiệu các bước viết cấu hình electron nguyên tử:

+ Xác định số electron trong nguyên tử.

+ Thứ tự các mức năng lượng electron.

+ Điền electron vào các phân lớp theo nguyên lí vững bền.

Gợi ý cách viết tắt (theo lớp) và xác định loại nguyên tố theo phân lớp (s, p, d…).

– Chuyển cấu hình electron đã viết thành cấu hình theo ô orbital.

3. Hướng dẫn HS tiếp tục hoàn thiện năng lực NTHH:

– Từ một số cấu hình electron nguyên tử đã viết, nêu khả năng nhường, nhận electron.

– Hướng dẫn HS rút ra nhận xét về "Đặc điểm của electron lớp ngoài cùng".

4. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

– Viết cấu hình electron của một số nguyên tử trong phạm vi 20 nguyên tố đầu của bảng tuần hoàn (bao gồm cả cấu hình electron theo ô orbital).

– Chỉ rõ từng phần của cấu hình electron đã viết tuân theo nguyên lí và quy tắc nào?

– Từ các cấu hình electron đã viết, cho biết nguyên tố đó thuộc loại gì (kim loại, phi kim,...).

Bài có thể tiến hành trong 2 hoặc 3 tiết, GV nên dành riêng 1 tiết cho hoạt động 3.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Mô hình hiện đại mô tả sự chuyển động của electron trong nguyên tử bằng hình ảnh: các electron chuyển động nhanh xung quanh khu vực gần hạt nhân không theo một quỹ đạo nhất định tạo thành đám mây electron, mật độ điện tích của đám mây electron đó lớn nhất ở khu vực mà khả năng có mặt của electron là 90%; ví dụ orbital 1s của nguyên tử hydrogen có bán kính 53 pm.

2. Đáp án C. Các orbital s có dạng hình cầu.

3. Orbital p : gồm 3 orbital p_x, p_y và p_z có dạng hình số tám nổi. Mỗi orbital có sự định hướng khác nhau trong không gian: orbital p_x định hướng theo trục x, orbital p_y định hướng theo trục y, orbital p_z định hướng theo trục z.

4. Tổng số electron trong:

a) Phân lớp p = 3·2 = 6 (mỗi AO có 2 electron, phân lớp p có 3AO).

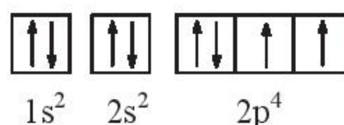
b) Phân lớp d = 5·2 = 10 (mỗi AO có 2 electron, phân lớp d có 5AO).

5. Đáp án C. Lớp L (n = 2) có 2 phân lớp 2s và 2p, số AO = 1 + 3 = 4 nên số electron = 4·2 = 8.

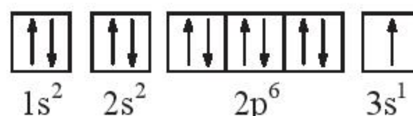
Lớp M (n = 3) có 3 phân lớp 3s, 3p và 3d, số AO = 1 + 3 + 5 = 9 nên electron = 9·2 = 18.

6. Đáp án C. Đếm số electron của mỗi cấu hình electron.

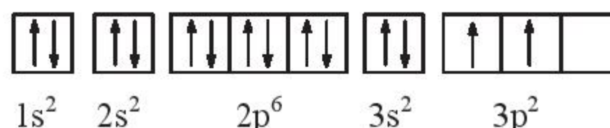
7. Cấu hình electron của nguyên tử có Z = 8:



Cấu hình electron của nguyên tử có Z = 11:



8. Cấu hình electron của nguyên tử có Z = 14:



Phần cấu hình electron: $1s^22s^22p^63s^2$ biểu diễn theo ô orbital đã viết theo nguyên lí vững bền, nguyên lí Pauli; phần còn lại $3p^2$ đã viết tuân theo quy tắc Hund.

9. Cấu hình electron của nguyên tử chlorine có Z = 17: $1s^22s^22p^63s^23p^5$.

Số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử là 7, sắp bão hoà, dễ thu thêm electron ⇒ chlorine là phi kim.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày"; "mô tả", "chọn phương án đúng" về cấu trúc vỏ nguyên tử.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "viết được" về cấu hình electron, số electron trong một phân lớp, một lớp.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "dự đoán được" về tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về cấu hình electron nguyên tử (kèm theo sự giải thích).

Bài 4. ÔN TẬP CHƯƠNG 1

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

Câu	1	2	3	4	5
Đáp án	C	C	D	C	C

Câu 3. Cấu hình electron nguyên tử (có 19 electron): $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$.

$1s^2 2s^2 \ldots 3s^2 \ldots 4s^1$ là 4 AO; $2p^6 3p^6$ là 6 AO nên tổng có 10 AO.

Câu 5. Ta có: 2p + n = 58 và 2p – n = 18 ⇒ p = e = 19. X là nguyên tố K (kali).

Câu 6. Nguyên tử X (Z = 17) có cấu hình electron: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Số lớp electron n = 3; số electron lớp ngoài cùng là 7 ($3s^2 3p^5$).

Số electron độc thân = 1 ở phân lớp $3p^5$: [↑↓] [↑↓] [↑↓|↑↓|↑↓] [↑↓] [↑↓|↑↓|↑]

Câu 7. Nguyên tử khối trung bình của vanadium = 50,9975.

$$\overline{A}_V = \frac{50 \cdot 0,25 + 99,75 \cdot A_2}{100} = 50,9975 \Rightarrow A_2 = 51,0.$$

Câu 8. a) Nguyên tử X chứa 2 + 8 + 8 + 1 = 19 electron.

Nguyên tử Y chứa 2 + 8 + 6 = 16 electron.

b) Số hiệu nguyên tử: $Z_X = 19$ và $Z_Y = 16$.

c) Phân lớp có mức năng lượng cao nhất trong X là $4s^1$ và trong Y là $3p^4$.

d) Nguyên tử X có 4 lớp electron (n = 4) và 6 phân lớp: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s.

Nguyên tử Y có 3 lớp electron (n = 4) và 5 phân lớp: 1s, 2s, 2p, 3s, 3p.

e) X có 1 electron lớp ngoài cùng, dễ nhường electron nên X là kim loại.

Y có 6 electron lớp ngoài cùng, dễ nhận electron nên Y là phi kim.

Câu 9. Cấu hình electron của nguyên tử X: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ có số electron = 13.

Cấu hình electron của nguyên tử Y: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ có số electron = 15.

X có 3 electron lớp ngoài cùng, dễ nhường electron nên X là kim loại.

Y có 6 electron lớp ngoài cùng, dễ nhận electron nên Y là phi kim.

Câu 10. Ta có: 2p + n = 49 và n = 0,53125·2p ⇒ p = e = 16.

Điện tích hạt nhân = số proton = 16. Số khối A = 33.

CHƯƠNG 2 BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC VÀ ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

Bài 5. CẤU TẠO CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Nêu được lịch sử phát minh định luật tuần hoàn và bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

– Mô tả được cấu tạo của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học và nêu được các khái niệm liên quan (ô, chu kì, nhóm).

– Nêu được nguyên tắc sắp xếp của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học (dựa theo cấu hình electron).

– Phân loại được nguyên tố (dựa theo cấu hình electron: nguyên tố s, p, d, f; dựa theo tính chất hoá học: kim loại, phi kim, khí hiếm).

II CHUẨN BỊ

– Bài soạn.

– Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học cỡ lớn.

– Một số câu chuyện về sự phát minh ra định luật tuần hoàn và bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

– Tranh ảnh và các video liên quan đến bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Lịch sử phát minh bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học

Năm 1789, Antoine Lavoisier (người Pháp) xếp 33 nguyên tố hoá học thành nhóm các chất khí, kim loại, phi kim và "đất".

Năm 1829, Johann Wolfgang Döbereiner (người Đức) nhận thấy nhiều nguyên tố có thể nhóm thành các bộ ba dựa trên tính chất hoá học. Ví dụ: lithium, sodium và potassium có thể xếp vào nhóm các kim loại mềm, dễ phản ứng. Döbereiner cũng nhận thấy khi sắp xếp theo khối lượng, nguyên tố thứ hai trong mỗi bộ ba thường gần bằng trung bình cộng của hai nguyên tố kia; sau này được gọi là "định luật bộ ba nguyên tố".

Năm 1843, Leopold Gmelin (người Đức) đã sắp xếp được 10 bộ ba, 3 nhóm bộ bốn và 1 nhóm bộ năm.

Năm 1857, Jean-Baptiste Dumas (người Pháp) công bố công trình mô tả mối quan hệ giữa các nhóm kim loại khác nhau.

Năm 1862, Alexandre-Emile Béguyer de Chancourtois (người Pháp) công bố một dạng bảng tuần hoàn sơ khai, mà ông gọi là "đường xoắn telua" hay "đinh vít telua" (tiếng Pháp: vis tellurique). De Chancourtois là người đầu tiên nhận thấy tính tuần hoàn của các nguyên tố. Khi sắp xếp các nguyên tố theo một đường xoắn trên một hình ống theo khối lượng nguyên tử tăng dần, ông chỉ ra rằng các nguyên tố với tính chất tương tự nhau dường như xuất hiện theo những khoảng cách đều đặn.

Năm 1864, Julius Lothar Meyer (người Đức) công bố một bảng gồm 44 nguyên tố xếp theo hoá trị. Bảng này chỉ ra các nguyên tố với tính chất tương tự thường có chung hoá trị. Đồng thời, nhà hoá học William Odling (người Anh) cũng công bố một bảng sắp xếp 57 nguyên tố dựa trên khối lượng nguyên tử. Với một số chỗ trống và tính không đều đặn, ông nhận thấy có vẻ như có tính tuần hoàn về khối lượng nguyên tử trong số các nguyên tố đó và điều này tương ứng với các cách ghép nhóm được ghi nhận của chúng. Odling ám chỉ tới ý tưởng về một định luật tuần hoàn nhưng không theo đuổi đến cùng. Năm 1870, ông quay sang đề xuất phân loại nguyên tố dựa trên hoá trị.

Từ năm 1863 tới năm 1866, John Newlands (người Anh) công bố các bài báo nêu rõ: khi các nguyên tố được xếp theo thứ tự khối lượng nguyên tử tăng dần thì các tính chất vật lí và hoá học lặp lại theo những khoảng 8 đơn vị, ông gọi chúng là "octave" (bộ tám) theo cách gọi các quãng tám trong âm nhạc. Newlands đã đề xuất một bảng nguyên tố và dùng nó để tiên đoán sự tồn tại của những nguyên tố còn thiếu, chẳng hạn germani.

Năm 1867, Gustavus Hinrichs (người Mỹ) công bố một hệ thống tuần hoàn xoắn ốc dựa trên phổ và khối lượng nguyên tử, cùng với những tính tương đồng hoá học.

Năm 1869 và 1870, hai nhà hoá học, Dmitri Mendeleev (người Nga) và Julius Lothar Meyer độc lập với nhau đã công bố bảng tuần hoàn. Bảng của Mendeleev là phiên bản đầu tiên của ông công bố, bản của Meyer là phiên bản mở rộng của một bảng khác năm 1864. Cả hai đều xây dựng bảng bằng cách liệt kê các nguyên tố theo hàng hoặc cột, theo thứ tự khối lượng nguyên tử và bắt đầu mỗi hàng hoặc cột mới khi các tính chất của các nguyên tố bắt đầu lặp lại (tính tuần hoàn).

2. Cấu tạo của bảng tuần hoàn

– Dạng tiêu chuẩn của bảng gồm các nguyên tố được sắp xếp thành 18 cột và 7 dòng, với hai dòng kép nằm riêng nằm bên dưới cùng. Các hàng trong bảng gọi là các *chu kì*, trong khi các cột gọi là các *nhóm*, một số có tên riêng như halogen hoặc khí hiếm.

Tuỳ theo tính chất, các nguyên tố trong bảng tuần hoàn có thể chia làm các loại chính là kim loại, phi kim và á kim (á kim là nguyên tố có vẻ bề ngoài và một số tính chất vật lí gần giống kim loại, nhưng tính chất hoá học gần giống phi kim).

Các nguyên tố kim loại nằm phía dưới và bên trái của bảng.

Các nguyên tố á kim nằm theo đường chéo (B, Si, Ge, As, Sb, Te và At).

Các nguyên tố phi kim nằm phía trên và bên phải của bảng.

Một hàng mới (tức một chu kì) bắt đầu khi một lớp electron mới thêm vào. Các cột (tức nhóm) được xác định bởi cấu hình electron của nguyên tử; những nguyên tố có cùng số electron hoá trị xếp vào cùng cột (như oxygen và selenium cùng cột vì đều có 4 electron ở phân lớp p ngoài cùng). Các nguyên tố với tính chất hoá học tương tự nhau thường nằm trong cùng nhóm, mặc dù ở khối f và ít nhiều ở khối d, các nguyên tố cùng chu kì cũng thường có tính chất tương tự nhau.

Hiện nay bảng tuần hoàn có 118 nguyên tố đã được xác nhận, bao gồm các nguyên tố từ 1 (hydrogen) tới 118 (oganessonium). Trong đó, 94 nguyên tố xuất hiện trong tự nhiên; các nguyên tố còn lại, từ ensteinium tới oganessonium được tổng hợp nhân tạo.

– Các dạng bảng ngắn và dài gắn liền với sự phân loại nguyên tố tương ứng:

+ Bảng tuần hoàn dạng ngắn (08 cột) và bảng tuần hoàn dạng dài (18 cột).

+ Bảng tuần hoàn có màu phân biệt các loại nguyên tố theo tính chất.

+ Bảng tuần hoàn có các nguyên tố họ lanthanide và actinide ngoài bảng hoặc ở trong bảng.

– Tất cả các dạng bảng tuần hoàn đều có cấu trúc chung gồm:

+ Ô nguyên tố.

+ Chu kì (hàng ngang).

+ Nhóm nguyên tố (cột dọc).

Chu kì		Nhóm									
		a I b	a II b	a III b	a IV b	a V b	a VI b	a VII b	a VIII b		
1	I	1 H							2 He		
2	II	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne		
3	III	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar		
4	IV	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni
	V	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr		
5	VI	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd
	VII	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe		
6	VIII	55 Cs	56 Ba	57–71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt
	IX	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn		
7	X	87 Fr	88 Ra	89–103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds
	XI	111 Rg	112 Cn	113 Uut	114 Fl	115 Uup	116 Lv	117 Uus	118 Uuo		

oxide cao nhất	R_2O	RO	R_2O_3	RO_2	R_2O_5	RO_3	R_2O_7	RO_4
Hợp chất khí với hydrogen			$[(RH_3)_x]$	RH_4	RH_3	RH_2	RH	

57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr

Hình 5.1. *Dạng bảng tuần hoàn 8 cột*

Cột →	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
Nhóm →	IA	IIA	IIIB	IVB	VB	VIB	VIIB	VIIIB	VIIIB	VIIIB	IB	IIB	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
↓ Chu kì																		
1	1 H																	2 He
2	3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne
3	11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
6	55 Cs	56 Ba	*	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
7	87 Fr	88 Ra	**	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og
* Lanthanide			57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu	
** Actinide			89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr	

Hình 5.2. *Bảng tuần hoàn dạng 18 cột*

3. Những phát triển về sau

Bảng tuần hoàn năm 1871 của Mendeleev với 8 nhóm nguyên tố xếp thành các cột. Các đường nét đứt biểu diễn các các nguyên tố chưa biết.

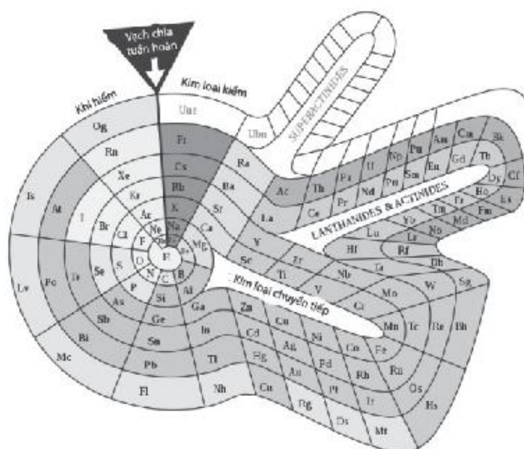
MENDELÉEFF'S TABLE I.—1871.

Series.	GROUP I. R_2O.	GROUP II. RO.	GROUP III. R_2O_3.	GROUP IV. RH_4. RO_2.	GROUP V. RH_3. R_2O_5.	GROUP VI. RH_2. RO_3.	GROUP VII. RH. R_2O_7.	GROUP VIII. RO_4.
I	H=1							
2	Li=7	Be=9.4	B=11	C=12	N=14	O=16	F=19	
3	Na=23	Mg=24	Al=27.3	Si=28	P=31	S=32	Cl=35.5	
4	K=39	Ca=40	—=44	Ti=48	V=51	Cr=52	Mn=55	Fe=56, Co=59 Ni=59, Cu=63
5	(Cu=63)	Zn=65	—=68	—=72	As=75	Se=78	Br=80	
6	Rb=85	Sr=87	? Y=88	Zr=90	Nb=94	Mo=96	—=100	Ru=104, Rh=104 Pd=106, Ag=108
7	(Ag=108)	Cd=112	In=113	Sn=118	Sb=122	Te=125	I=127	
8	Cs=133	Ba=137	? Di=138	? Ce=140	....	....	....	....
9	....	....	....	....	....	....	....	....
10	....	....	? Er=178	? La=180	Ta=182	W=184	....	Os=195, Ir=197 Pt=198, Au=199
11	(Au=199)	Hg=200	Tl=204	Pb=207	Bi=208	....	....	
12	....	....	....	Th=231	....	U=240	....	....

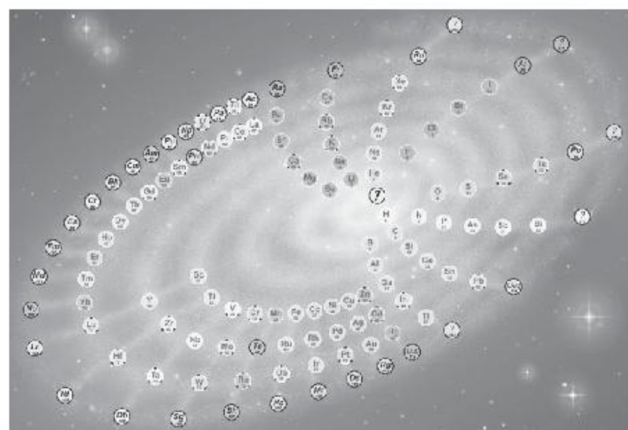
Hình 5.3. *Bảng tuần hoàn của Mendeleev (1871)*

Năm 1960, Theodor Benfey (người Đức) đề xuất bảng tuần hoàn trong đó các nguyên tố được sắp xếp theo một chuỗi xoắn ốc liên tục, với hydrogen ở trung tâm và các nguyên tố kim loại chuyển tiếp, các Lanthanide, các Actinide chiếm các bán đảo.

Thiên hà nguyên tố là cách bố trí mới của bảng tuần hoàn bày ra các nguyên tố hoá học thành hình thiên hà của do Philip Stewart (người Anh) đề xuất năm 2004. Các nguyên tố có nhiều đặc tính tuần hoàn, phần nhiều vì số eletron hoá trị.



Hình 5.4. *Bảng tuần hoàn của Theodor Benfey (1960)*



Hình 5.5. *Thiên hà nguyên tố của Philip Stewart (2004)*

4. Những điểm chưa thống nhất

Một số nguyên tố chưa biết thuộc tính hoá học: phần lớn các nguyên tố từ số 109 trở đi đều chưa rõ về thuộc tính hoá học của chúng.

Một số điểm không thích hợp:

– Vị trí của hydrogen và helium thường được đặt ở những vị trí không tương ứng với cấu hình electron của chúng. Hydrogen nằm trên lithium trong bảng tiêu chuẩn, nhưng có khi nằm trên fluoride, hoặc thậm chí carbon vì tính chất ít nhiều tương tự với các nguyên tố này. Helium thường đặt ở trên neon, nhưng cũng có lúc nằm trên berium theo cấu hình electron (He: $1s^2$ và Be: [He] $2s^2$). Mặt khác, helium đặt vào khối p nhưng thực ra là một nguyên tố khối s.

– Định nghĩa của IUPAC về kim loại chuyển tiếp là những nguyên tố có nguyên tử với phân lớp d chưa hoàn thành, hoặc có thể tạo ra các cation với phân lớp d chưa hoàn thành. Theo đó tất cả các nguyên tố trong các nhóm từ IB tới VIIIB là kim loại chuyển tiếp. Tuy nhiên "nguyên tố khối d" và "kim loại chuyển tiếp" có thể hoán đổi được cho nhau, bao gồm cả nhóm IIB (zinc, cadmium, mercury), mặc dù nhóm này là ngoại lệ với các electron phân lớp d thường không tham gia vào liên kết hoá học. Thậm chí các nguyên tố nhóm IB không hình thành bất kì ion nào có phân lớp d bị chiếm giữ một phần và do đó không thể hiện bất kì tính chất nào đặc trưng cho kim loại chuyển tiếp.

– Các nhà khoa học cũng chưa biết có tất cả bao nhiêu nguyên tố. Người ta hiện không rõ liệu các nguyên tố mới có tiếp tục theo trật tự bảng tuần hoàn hiện tại, theo chu kì 8 hay không, hay sẽ cần những sự cải tiến, hiệu chỉnh thêm. Glenn T. Seaborg (người Mỹ) cho rằng chu kì 8 sẽ đi theo đúng trật tự, bao gồm một khối s hai nguyên tố cho các nguyên tố 119 và 120, một khối g mới cho 18 nguyên tố tiếp theo và 30 nguyên tố tiếp sau đó thuộc các khối f, d và p. Gần đây, một số nhà vật lí cho rằng những nguyên tố này sẽ không theo quy tắc Klechkowski về cách thức lấp đầy lớp vỏ electron và do đó sẽ ảnh hưởng tới hình dạng bảng tuần hoàn hiện tại.



GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận nguyên tắc sắp xếp của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học rồi căn cứ vào đó để suy ra cấu tạo và tính chất của bảng.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt các nhóm trình bày ý kiến trước lớp; sau đó các nhóm khác phản biện. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận.

3. Trong một số phần cụ thể, có thể cho HS dựa vào nguyên tắc sắp xếp để đề xuất một bảng theo ý mình, nhằm tạo niềm tin khoa học cho HS.

Hoạt động 1. LỊCH SỬ PHÁT MINH BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

1. HS chuẩn bị đọc trước ở nhà và trên lớp sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT.

2. Củng cố: sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự trong SGK để luyện tập.

Hoạt động 2. NGUYÊN TẮC SẮP XẾP CÁC NGUYÊN TỐ TRONG BẢNG TUẦN HOÀN

1. Dùng phương pháp trực quan, đàm thoại gợi mở để rèn luyện năng lực GTHT và hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

– GV có thể đưa ra các yếu tố: nguyên tử khối, hoá trị, tính chất hoá học, cấu hình electron, điện tích hạt nhân,... để HS bàn luận nên chọn yếu tố nào thoả mãn nguyên tắc sắp xếp của bảng tuần hoàn.

– GV giúp HS rút ra kết luận về các yếu tố: điện tích hạt nhân, số electron hoá trị, mức năng lượng electron (hay số lớp electron) là cơ sở trong nguyên tắc sắp xếp.

2. Củng cố: sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự trong SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. CẤU TẠO CỦA BẢNG TUẦN HOÀN

1. GV treo bảng tuần hoàn lớn hoặc dùng hình ảnh ghép nối từ trên màn hình máy chiếu.

Dùng phương pháp trực quan, đàm thoại gợi mở để rèn luyện năng lực GTHT và hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

– Chiếu ô nguyên tố và đề nghị HS nêu ý nghĩa của từng dữ liệu trong ô.

– Ghép nối các ô nguyên tố theo hàng ngang, đề nghị HS viết cấu hình electron của một số nguyên tử và nêu nhận xét:

+ Về số hiệu nguyên tử.

+ Về số lớp electron, số electron lớp ngoài cùng ⇒ hình thành khái niệm *chu kì*.

+ Về sự khác nhau giữa các chu kì.

– Ghép nối các ô nguyên tố tiếp theo cột dọc, đề nghị HS viết cấu hình electron của một số nguyên tử và nêu nhận xét:

+ Về số hiệu nguyên tử.

+ Về cấu hình electron lớp ngoài cùng ⇒ hình thành khái niệm *nhóm*.

+ Đặc điểm chung của một số nhóm.

Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT thông qua phương pháp hoạt động nhóm bằng cách sử dụng một số sơ đồ trống của một phần bảng tuần hoàn để luyện tập.

2. Dùng phương pháp trực quan, đàm thoại gợi mở để hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

– Đề nghị HS viết cấu hình electron của một số nguyên tử ($_{19}K$, $_{16}S$, $_{25}Mn$, $_{60}Nd$) và nêu nhận xét về electron cuối cùng (là s, p, d hay f) ⇒ phân loại theo cấu hình electron.

– Đề nghị HS quan sát bảng tuần hoàn và dựa vào màu sắc để thấy các nguyên tố kim loại, phi kim, khí hiếm và kim loại chuyển tiếp được xếp như thế nào ⇒ phân loại theo tính chất

Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ thông qua hoạt động củng cố: sử dụng một số câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi và bài tập SGK để luyện tập.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Theo tiến trình lịch sử, các nhà khoa học đã phân loại các nguyên tố hoá học dựa trên các cơ sở:

– Tính chất hoá học.

– Hoá trị.

– Khối lượng nguyên tử.

– Điện tích hạt nhân nguyên tử.

2. Đáp án C. Trong bảng tuần hoàn, các nguyên tố hoá học được sắp xếp theo nguyên tắc điện tích hạt nhân tăng dần.

3. Ô nguyên tố trong bảng tuần hoàn cho biết:

– Số hiệu nguyên tử.

– Kí hiệu nguyên tố.

– Tên gọi nguyên tố.

– Nguyên tử khối trung bình của nguyên tố.

Ví dụ: Ô số 17 cho biết: số hiệu nguyên tử là 17; kí hiệu nguyên tố là Cl; tên nguyên tố là chlorine; nguyên tử khối trung bình là 35,45.

4. Cấu hình electron $_{6}C$: $1s^22s^22p^2$ và số electron hoá trị là 4 ($2s^22p^2$).

Cấu hình electron $_{12}Mg$: $1s^22s^22p^63s^2$ và số electron hoá trị là 2 ($3s^2$).

Cấu hình electron $_{17}Cl$: $1s^22s^22p^63s^23p^5$ và số electron hoá trị là 7 ($3s^23p^5$).

5. a) Mg là nguyên tố s, P và Ar là nguyên tố p và Fe là nguyên tố d.

b) Mg là kim loại, Fe là kim loại chuyển tiếp, P là phi kim và Ar là khí hiếm.

6. Nguyên tố có Z = 15 có cấu hình electron: $1s^22s^22p^63s^23p^3$ nên thuộc chu kì 3, nhóm VA, là nguyên tố p và thuộc loại phi kim.

Nguyên tố có Z = 20 có cấu hình electron: $1s^22s^22p^63s^23p^64s^2$ nên thuộc chu kì 4, nhóm IIA, là nguyên tố s và thuộc loại kim loại.

7. a) Nguyên tử của nguyên tố S có 6 electron thuộc lớp ngoài cùng (số electron lớp ngoài cùng bằng số thứ tự nhóm A): $3s^23p^4$.

b) Các electron lớp ngoài cùng thuộc phân lớp 3s và phân lớp 3p.

c) Cấu hình electron của nguyên tử S: $1s^22s^22p^63s^23p^4$.

d) Nguyên tố S thuộc nhóm VIA nên là nguyên tố phi kim.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "nêu được"; "mô tả được",… tập hợp các nguyên tố cùng chu kì hoặc cùng nhóm A (không có giải thích).

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "sắp xếp thứ tự",… tập hợp các nguyên tố cùng chu kì hoặc cùng nhóm A, kèm theo sự giải thích.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "phân loại được"; "sắp xếp thứ tự"; "so sánh";… tập hợp các nguyên tố khác chu kì hoặc khác nhóm A, cần chọn nguyên tố trung gian.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 6. XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA NGUYÊN TỬ CÁC NGUYÊN TỐ TRONG MỘT CHU KÌ VÀ TRONG MỘT NHÓM

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Giải thích được xu hướng biến đổi bán kính nguyên tử trong một chu kì, trong một nhóm (nhóm A) (dựa theo lực hút tĩnh điện của hạt nhân với electron ngoài cùng và dựa theo số lớp electron tăng trong một nhóm theo chiều từ trên xuống dưới).

– Nhận xét và giải thích được xu hướng biến đổi độ âm điện và tính kim loại, phi kim của nguyên tử các nguyên tố trong một chu kì, trong một nhóm (nhóm A).

II CHUẨN BỊ

– Bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học cỡ lớn.

– Bảng độ âm điện của một số nguyên tố hoá học cỡ lớn.

– Đồ thị biến đổi bán kính nguyên tử và độ âm điện cỡ lớn.

– Có thể chuẩn bị thí nghiệm biểu diễn (hoặc tranh ảnh, video mô tả thí nghiệm):

+ Dụng cụ thí nghiệm: chậu thuỷ tinh chứa nước (03); kẹp hoá chất (1); ống nghiệm (1); lọ có công tơ hút (2); giá đỡ ống nghiệm.

+ Hoá chất thí nghiệm: kim loại Na, Mg (cắt nhỏ cỡ hạt đậu); dung dịch nước chlorine 5% trong lọ có công tơ hút; dung dịch potassium iodide 10%; chất chỉ thị phenolphtalein trong lọ có ống hút nhỏ giọt.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Bán kính nguyên tử (r)

Do bản chất sóng của electron nên không thể biết chính xác vị trí của electron hay nói cách khác, không thể xác định được kích thước tuyệt đối của nguyên tử.

Trong hoá học, có thể sử dụng các "bán kính quy ước":

a) Đối với nguyên tử tự do, có thể chấp nhận khoảng cách từ hạt nhân đến vị trí cực đại của orbital nguyên tử gọi là "bán kính orbital hoá trị".

Trên thực tế, các nguyên tử không ở trạng thái tự do mà tồn tại trong phân tử dưới dạng liên kết hoá học nên kích thước của nguyên tử phụ thuộc vào nhiều yếu tố như: kiểu liên kết hoá học, độ bội của liên kết, số oxi hoá của nguyên tử, kiểu kiến trúc mạng tinh thể,... Vì thế bán kính nguyên tử được xác định qua trạng thái tồn tại nhất định.

b) Khi hai nguyên tử của cùng nguyên tố tham gia liên kết cộng hoá trị đơn tạo thành đơn chất thì một nửa khoảng cách giữa tâm của hai nguyên tử này (mà orbital của chúng xen phủ vào nhau) gọi là "bán kính cộng hoá trị".

Ví dụ: trong các phân tử H_2 và Cl_2, người ta xác định được khoảng cách giữa tâm của hai nguyên tử hydrogen là 74 pm và giữa tâm của hai nguyên tử chlorine là 198 pm. Suy ra, bán kính nguyên tử hydrogen trong phân tử: $\frac{74}{2} = 37$ pm và bán kính nguyên tử chlorine trong phân tử: $\frac{198}{2} = 99$ pm.

Đối với bán kính của O, C, S, có thể xác định bằng cách đo khoảng cách O—H; C—Cl; H—S trong các phân tử H_2O, CCl_4 và H_2S.

Ngoài ra, trong một phân tử cộng hoá trị XY, độ dài liên kết X—Y gần bằng nửa khoảng cách X—X cộng với nửa khoảng cách Y—Y. Vì vậy, biết bán kính nguyên tử có thể đánh giá gần đúng độ dài liên kết hoá học.

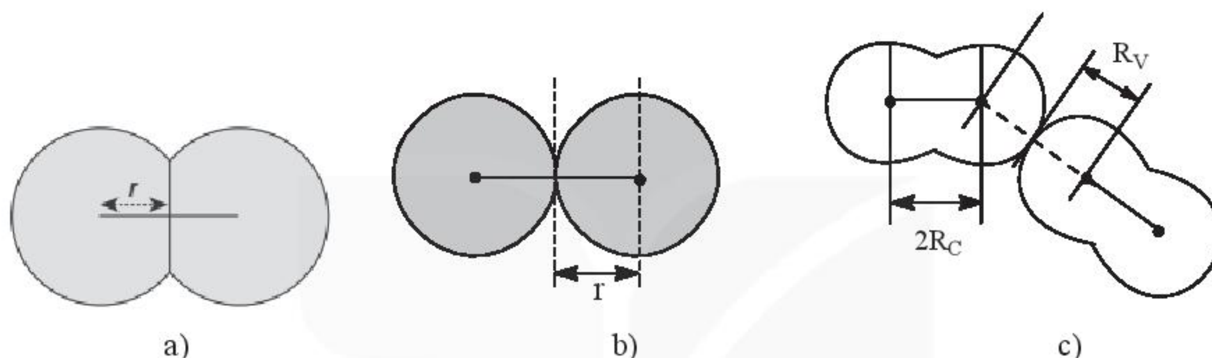
Ví dụ: Độ dài liên kết H—Cl trong phân tử HCl gần bằng bán kính của nguyên tử hydrogen cộng với bán kính của nguyên tử chlorine:

$d_{H-Cl} = r_H + r_{Cl}$ = 37 pm + 99 pm = 136 pm (độ dài liên kết H—Cl xác định bằng thực nghiệm là 132 pm).

c) Trong tinh thể kim loại, liên kết giữa các nguyên tử không phải là liên kết cộng hoá trị, bán kính của nguyên tử kim loại được tính bằng một nửa khoảng cách giữa hai hạt nhân nguyên tử trong tinh thể kim loại gọi là "bán kính kim loại".

d) Khi hai nguyên tử của cùng một nguyên tố thuộc những phân tử khác nhau có thể tiến lại gần nhau thì một nửa khoảng cách ngắn nhất giữa nhân hai nguyên tử là "bán kính val der Waals". Bán kính val der Waals luôn lớn hơn các bán kính còn lại.

Mỗi nguyên tố sẽ phù hợp với một loại bán kính cụ thể. Khái niệm bán kính kim loại là vô nghĩa đối với halogen và khí hiếm vì chúng đều là khí ở nhiệt độ thường. Ngược lại, không thể xác định bán kính cộng hoá trị đối với các nguyên tố chuyển tiếp vì chúng là hợp chất kim loại.



Hình 6.1. *Mô tả bán kính: a) cộng hoá trị, b) kim loại, c) van der Waals*

2. Độ âm điện (χ)

Độ âm điện là đại lượng kinh nghiệm, đặc trưng cho khả năng hút các electron của nguyên tử trong phân tử (kí hiệu bằng χ).

Khái niệm về độ âm điện được nhà hoá học người Mỹ L.C.Pauling đưa ra vào năm 1932.

Không thể gán cho mỗi nguyên tố một giá trị độ âm điện chính xác vì giá trị của đại lượng này phụ thuộc vào một số yếu tố như kiểu liên kết hoá học, trạng thái hoá trị, bản chất của nguyên tử liên kết với nó và loại phân tử hợp chất chứa nó. Ví dụ: nguyên tử H trong các phân tử H_2, H_2O, HCl không có tính chất như nhau,…

Từ kết quả nghiên cứu thực nghiệm về nhiệt phản ứng L. C. Pauling đề nghị một thang đo giá trị độ âm điện. Thang đo giá trị độ âm điện của L. C. Pauling dựa trên sự so sánh với giá trị chuẩn (ông chọn độ âm điện của fluorine, phi kim mạnh nhất làm chuẩn bằng 3,98 là giá trị lớn nhất trong thang này và suy ra giá trị nhỏ nhất là 0,79 của caesium).

Kết quả giá trị độ âm điện của các nguyên tố khác được xác định bằng cách so sánh với giá trị chuẩn nên không có thứ nguyên và giá trị tính được là giá trị tương đối.

3. Tính kim loại và tính phi kim

Độ âm điện và tính kim loại, tính phi kim về mặt hình thức có liên quan đến nhau và được giải thích thông qua bán kính nguyên tử.

Từ các giá trị về độ âm điện cho thấy: "Trong một chu kì, theo chiều từ trái qua phải độ âm điện tăng dần và trong một nhóm A, theo chiều từ trên xuống dưới độ âm điện giảm dần". Như vậy, các nguyên tố âm điện nhất là những phi kim mạnh ở góc bên phải phía trên của bảng tuần hoàn và các nguyên tố kém âm điện nhất là những kim loại hoạt động ở góc bên trái phía dưới của bảng tuần hoàn.

Có thể giải thích xu hướng biến đổi độ âm điện dựa vào biểu thức $F_h = k\frac{|q_1|\cdot|q_2|}{r^2}$ (F_h là lực hút; q_1 và q_2 là điện tích hạt nhân nguyên tử và điện tích của electron lớp ngoài cùng; r là bán kính nguyên tử).

Trong một chu kì, q_1 và q_2 đều tăng, r giảm $\Rightarrow$ F_h tăng $\Rightarrow$ độ âm điện tăng, khả năng nhường electron giảm và khả năng hút electron tăng $\Rightarrow$ tính kim loại giảm và tính phi kim tăng.

Trong một nhóm A, sự tăng của q_1 và q_2 không đáng kể so với sự tăng của r^2 $\Rightarrow$ F_h giảm $\Rightarrow$ độ âm điện giảm, khả năng hút electron giảm và khả năng nhường electron tăng $\Rightarrow$ tính phi kim giảm và tính kim loại tăng.

4. Mở rộng thêm về bán kính nguyên tử (r)

Các dữ kiện về bán kính nguyên tử trong bài là bán kính cộng hoá trị đo bằng thực nghiệm năm 1964 của nhà vật lí và hoá học John Clarke Slater. Các dữ kiện trích dẫn có nguồn gốc khác nhau có thể rất khác nhau. Ví dụ, bán kính của nguyên tử nitrogen có thể có giá trị từ 50 pm đến 92 pm; bán kính của nguyên tử oxygen có thể có giá trị từ 60 pm đến 73 pm. Vì vậy, nên sử dụng các dữ kiện có cùng nguồn gốc.

Bán kính cộng hoá trị của nguyên tử được tính bằng nửa độ dài của liên kết cộng hoá trị đơn giữa hai nguyên tử cùng loại.

Ví dụ: Độ dài liên kết của phân tử F_2 = 100 pm

$\Rightarrow$ Bán kính cộng hoá trị của nguyên tử F = $\frac{100}{2}$ = 50 (pm).

Độ dài của liên kết C—C trong kim cương hoặc trong nhiều hợp chất hữu cơ bằng 1,40 pm

$\Rightarrow$ Bán kính cộng hoá trị của nguyên tử carbon: $\frac{140}{2}$ = 70 pm.

Đối với liên kết cộng hoá trị đơn tạo bởi hai nguyên tử khác nhau, độ dài liên kết bằng tổng bán kính cộng hoá trị của hai nguyên tử đó. Khi biết bán kính cộng hoá trị của một trong hai nguyên tử có thể tính bán kính cộng hoá trị của nguyên tử còn lại.

Ví dụ: Độ dài liên kết C—N trong phân tử CH_3—NH_2 là 135 pm và bán kính cộng hoá trị của C là 70 pm $\Rightarrow$ bán kính cộng hoá trị của N là 135 – 70 = 65 (pm).

Trường hợp liên kết cộng hoá trị đơn tạo bởi hai nguyên tử có độ âm điện khác nhau nhiều, quy tắc tính như trên không áp dụng được nên phải sử dụng công thức của V. Schomaker và D. Stevenson: $r_{A,B} = r_A + r_B - 0,09 \cdot (\chi_A - \chi_B)$.

$r_{A,B} \approx$ độ dài liên kết A – B.

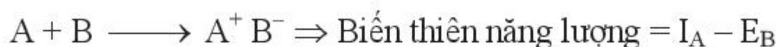
r_A và $r_B \approx$ bán kính cộng hoá trị của nguyên tử A và nguyên tử B.

χ_A và $\chi_B \approx$ độ âm điện của nguyên tố A và nguyên tố B.

5. Mở rộng thêm về độ âm điện (χ)

a) Cách tính của R. S. Mulliken

Xét cặp hai nguyên tử AB. Khi electron chuyển từ A sang B:



$$A + B \longrightarrow A^{+}B^{-} \Rightarrow \text{Biến thiên năng lượng} = I_A - E_B$$

(I_A là năng lượng ion hoá; E_B là ái lực electron)

Khi electron chuyển từ B sang A:



$$A + B \longrightarrow A^{-}B^{+} \Rightarrow \text{Biến thiên năng lượng} = I_B - E_A$$

Nếu electron chuyển từ A sang B dễ hơn từ B sang A thì:

$$I_A - E_B < I_B - E_A \text{ hay } I_A + E_A < I_B + E_B$$

Khi tổng I + E càng lớn thì khả năng hút electron càng lớn ⇒ Độ âm điện của B > A và R. S. Mulliken lấy nửa tổng này làm số đo:

$$\chi_A = \frac{I_A + E_A}{2}$$

Phương pháp này dựa trên cơ sở lí thuyết vững vàng và có ý nghĩa vật lí rõ ràng, nhưng có nhược điểm là chỉ biết được ái lực electron của một số ít nguyên tố.

b) Cách tính của Linus Carl Pauling

Khi hai nguyên tử A, B có khả năng hút electron như nhau thì năng lượng của liên kết A—B bằng trung bình cộng năng lượng các liên kết A—A và B—B: $E_{A,B} = \dfrac{E_{A,A} + E_{B,B}}{2}$.

Khi khả năng hút của hai nguyên tử khác nhau thì electron bị hút mạnh về một trong hai nguyên tử ⇒ liên kết trở nên không thuần tuý cộng hoá trị, giữa $E_{A,B}$ và trung bình cộng của năng lượng các liên kết A—A và B—B có độ chênh lệch $\Delta = E_{A,A} - \dfrac{E_{A,A} + E_{B,B}}{2}$.

L. C. Pauling đã giả thiết là có thể dùng Δ làm cơ sở kinh nghiệm để tính hiệu các độ âm điện. Tiếp đó, ông lại phát hiện có thể thu được tập hợp các giá trị độ âm điện phù hợp với nhau tuân theo các hệ thức loại $\chi_A - \chi_B = (\chi_C - \chi_B) - (\chi_C - \chi_A) - \ldots$ và dùng hệ thức:

$$|\chi_A - \chi_B| = \sqrt{\frac{\Delta}{96,5}} = 0,102\sqrt{\Delta}$$ để tính độ âm điện.

Bằng cách gán cho F (nguyên tố âm điện nhất) một giá trị và dùng hệ thức để tính toán, L. C. Pauling đã thiết lập thang độ âm điện của mình.

Mỗi phương pháp cho một thang độ âm điện riêng (hiện có khoảng 20 thang độ âm điện). Nói chung, các thang vẫn có liên hệ với nhau, nếu cùng lấy độ âm điện của H bằng 2,2 làm chuẩn thì các giá trị độ âm điện theo R. S. Mulliken rất phù hợp với L. C. Pauling theo hệ thức:

$$\chi_{Mulliken} = \chi_{Pauling} \cdot 3,15$$

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1. ÔN TẬP BẢNG TUẦN HOÀN

GV hướng dẫn HS sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT: chủ yếu ôn tập về cấu tạo bảng (chu kì, nhóm A).

Hoạt động 2. CẤU HÌNH ELECTRON NGUYÊN TỬ CỦA CÁC NGUYÊN TỐ NHÓM A BÁN KÍNH NGUYÊN TỬ – ĐỘ ÂM ĐIỆN

1. Sử dụng phương pháp trực quan, hình ảnh bảng tuần hoàn, bảng số liệu cấu hình electron, bán kính nguyên tử và độ âm điện hoặc các đồ thị; hình ảnh các giá trị bán kính, giá trị độ âm điện để yêu cầu học sinh ghép nối.

Có thể yêu cầu HS viết cấu hình electron của một số nguyên tử để có thể nhận xét sự biến đổi về cấu hình electron nguyên tử.

2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ.

HS quan sát cấu hình electron nguyên tử và các giá trị bán kính nguyên tử, độ âm điện theo chu kì (ghép nối các giá trị theo hàng ngang) và theo nhóm A (ghép nối các giá trị theo cột dọc) và đề nghị HS nêu nhận xét:

– Về biến đổi điện tích hạt nhân nguyên tử.

– Về xu hướng biến đổi cấu hình electron nguyên tử trong một chu kì, trong một nhóm A.

– Về xu hướng biến đổi bán kính nguyên tử trong một chu kì, trong một nhóm A.

– Về xu hướng biến đổi giá trị độ âm điện trong một chu kì, trong một nhóm A.

3. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng cách:

Tìm quan hệ giữa điện tích hạt nhân với số electron lớp ngoài cùng và số lớp electron trong nguyên tử. (Gợi ý HS đến lực hút giữa hạt nhân nguyên tử với lớp electron ngoài cùng) ⇒ Giải thích cho các xu hướng biến đổi trên.

4. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố: Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi 1, 2, 3, 4, 5 của SGK để luyện tập.

Chú ý: GV có thể hình thành khái niệm "độ âm điện" như yêu cầu HS nêu ví dụ về các nguyên tử nhường, nhận electron ⇒ liên hệ đến khả năng hút electron về phía nguyên tử. Có thể liên hệ giữa độ âm điện với các nguyên tử nhận electron.

Hoạt động 3. TÍNH KIM LOẠI VÀ TÍNH PHI KIM

1. Có thể tiến hành hoạt động 1: *Phản ứng của kim loại nhóm IA và IIA với nước* và hoạt động 2: *Phản ứng của nước chlorine với dung dịch potassium iodide* và hướng dẫn HS trả lời câu hỏi nêu trong các hoạt động.

Hoặc có thể trình chiếu video về hai thí nghiệm trên.

Nếu không tiến hành các thí nghiệm và không có video thì sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ để mô tả các hiện tượng xảy ra trong thí nghiệm.

Ví dụ, đặt vấn đề:

– Khi cho kim loại Na hay Mg vào nước thì có hiện tượng gì?

– Lượng bọt khí thoát ra từ hai phản ứng có khác nhau không?

– Khi nhỏ từng giọt nước chlorine vào dung dịch potassium iodide thì có hiện tượng gì?

GQVĐ: Rút ra điều gì từ các nhận xét trên?

2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo các bước:

– Nhận xét về biến đổi điện tích hạt nhân nguyên tử các nguyên tố trong thí nghiệm theo chu kì, nhóm A.

– Quan sát hiện tượng sau thí nghiệm và trả lời câu hỏi của SGK.

– Nêu nhận xét về:

+ Biến đổi điện tích hạt nhân nguyên tử các nguyên tố.

+ Xu hướng biến đổi tính kim loại và phi kim trong một chu kì và trong một nhóm A.

3. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực GQVĐ:

Tìm quan hệ giữa điện tích hạt nhân với khoảng cách giữa hạt nhân đến electron lớp ngoài cùng (bán kính nguyên tử), độ âm điện và khả năng nhường, thu electron của nguyên tử.

(Gợi ý HS đến lực hút giữa hạt nhân nguyên tử với lớp electron ngoài cùng) $\Rightarrow$ Giải thích cho các xu hướng biến đổi trên.

4. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 6, 7 của SGK để luyện tập.

Ở các bước trong hoạt động 5, GV hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN khi yêu cầu HS dự đoán mức độ tính phi kim của các halogen không có trong thí nghiệm 2.

Hoạt động 4. TỔNG KẾT VÀ HƯỚNG DẪN HỌC Ở NHÀ

Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng cách sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để nêu lên kết luận cuối cùng của bài, qua đó: GV đưa ra các yếu tố "điện tích hạt nhân"; "bán kính nguyên tử"; "độ âm điện"; "tính kim loại và tính phi kim" sau đó yêu cầu HS tìm mối liên hệ giữa các yếu tố với nhau.

Gợi ý: Độ âm điện $\rightleftarrows$ Lực hút (cấu hình electron) $\rightleftarrows$ Tính phi kim

Bán kính nguyên tử $\rightleftarrows$ Lực hút (cấu hình electron) $\rightleftarrows$ Tính kim loại

Bài học có thể tiến hành trong 2 – 3 tiết, GV nên dành riêng 1 tiết cho hoạt động 3 và 4.



HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Số electron lớp ngoài cùng của nguyên tử các nguyên tố:

Li = 1; Al = 3; Ar = 8; Ca = 2; Si = 4; Se = 6; P = 5; Br = 7.

2. Vị trí trong bảng tuần hoàn và số electron hoá trị:

Nguyên tố	Vị trí trong bảng tuần hoàn			Số electron hoá trị
	Số hiệu nguyên tử	Chu kì	Nhóm	
Z = 8	8	2	VIA	2
Z = 11	11	3	IA	1
Z = 17	17	3	VIIA	7
Z = 20	20	4	IIA	2

3. So sánh bán kính nguyên tử của:

a) Lithium < potassium (cùng nhóm IA). Trong nhóm IA, K có 4 lớp electron > Li có 2 lớp electron, lực hút giữa hạt nhân với electron lớp ngoài cùng của K < Li nên bán kính nguyên tử K > Li.

b) Calcium > selennium (cùng chu kì 4). Trong chu kì 4, Se có 34 điện tích dương hạt nhân và 6 electron lớp ngoài cùng, lực hút giữa hạt nhân với electron lớp ngoài cùng của Se > Ca (có 20 điện tích dương và 2 electron lớp ngoài cùng) nên bán kính nguyên tử Se < Ca.

4. Thứ tự độ âm điện tăng dần: Ca < Mg < P < S.

– Mg, P, S cùng chu kì 3; điện tích hạt nhân tăng từ Mg (+12) đến P (+15) đến S (+16) và số electron lớp ngoài cùng tăng từ Mg (2) đến P (5) đến S (6) nên lực hút giữa hạt nhân với electron lớp ngoài cùng cũng tăng dẫn đến khả năng hút electron tăng và độ âm điện tăng: Mg < P < S.

– Ca và Mg cùng nhóm A; Ca có 4 lớp e, Mg có 3 lớp electron nên lực hút giữa hạt nhân với electron lớp ngoài cùng của Ca < Mg dẫn đến khả năng hút electron Ca < Mg và độ âm điện tăng: Ca < Mg.

5. Hợp kim Almelec chứa Al – Mg – Si. Ba nguyên tố đều thuộc chu kì 3.

a) Thứ tự tăng dần về bán kính nguyên tử: Si < Al < Mg.

b) Thứ tự giảm dần về độ âm điện: Si > Al > Mg.

6. Thứ tự giảm dần tính kim loại: Ba > Sr > Ca > Mg.

Trong nhóm IIA, theo chiều từ trên xuống dưới, điện tích hạt nhân tăng nhưng bán kính nguyên tử tăng nhanh hơn và làm giảm lực hút của hạt nhân với electron lớp ngoài dẫn đến càng dễ tách electron ra khỏi nguyên tử.

7. Đáp án B. Nguyên tố có tính phi kim mạnh nhất là F.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "nhận xét"; "sắp xếp thứ tự",… tập hợp các nguyên tố cùng chu kì hoặc cùng nhóm A.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "giải thích được",… tập hợp các nguyên tố cùng chu kì hoặc cùng nhóm A, kèm theo sự giải thích.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh"; "dự đoán",… tập hợp các nguyên tố khác chu kì hoặc khác nhóm A, cần chọn nguyên tố trung gian kèm theo sự giải thích.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 7. XU HƯỚNG BIẾN ĐỔI THÀNH PHẦN VÀ MỘT SỐ TÍNH CHẤT CỦA HỢP CHẤT TRONG MỘT CHU KÌ

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Nhận xét được xu hướng biến đổi thành phần và tính acid – base của các oxide và các hydroxide theo chu kì.

– Viết được phương trình hoá học minh hoạ.

II CHUẨN BỊ

– Bảng công thức oxide và hydroxide của các nguyên tố chu kì 2, 3 cỡ lớn.

– Bảng tính acid – base của oxide và hydroxide của các nguyên tố chu kì 3 cỡ lớn.

– Có thể chuẩn bị thí nghiệm biểu diễn:

+ Dụng cụ thí nghiệm: ống nghiệm (4); thìa thuỷ tinh xúc hoá chất (1); giá đỡ ống nghiệm.

+ Hoá chất thí nghiệm: nước cất; các oxide Na_2O, MgO, Al_2O_3 dạng bột; Na_2CO_3 dạng bột; dung dịch nitric acid loãng 5%; giấy quỳ tím.

– Video minh hoạ thí nghiệm.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Hợp chất với hydrogen: các hydride

Hydride là những hợp chất của hydrogen với một nguyên tố khác.

Cấu hình electron của nguyên tử hydrogen là $1s^1$. Khi phản ứng với các kim loại hoạt động mạnh, nó nhận thêm 1 electron để tạo thành ion hydride H^-, có cấu hình electron $1s^2$. Khi phản ứng với các phi kim, nó góp chung electron để tạo thành các hydride phân tử.

Tính chất ion hay tính chất cộng hoá trị của các hydride phụ thuộc vào vị trí của các nguyên tố trong bảng tuần hoàn. Ví dụ: hợp chất ion là các hydride của kim loại kiềm, kiềm thổ,… hợp chất cộng hoá trị là các hydride của halogen, sulfur, phosphorus,… biểu diễn theo bảng dưới đây:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
LiH	BeH_2	B_2H_6	CH_4	NH_3	H_2O	HF
NaH	MgH_2	$(AlH_3)_x$	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
KH	CaH_2	Ga_2H_6	GeH_4	AsH_3	H_2Se	HBr
RbH	SrH_2	InH_3	SnH_4	SbH_3	H_2Te	HI
CsH	BaH_2	TlH_3	PbH_4	BiH_3	H_2Po	HAt

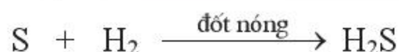
Phản ứng giữa hydrogen với các kim loại kiềm, kim loại kiềm thổ (Ca, Sr, Ba) tạo thành các hydride rắn (thường gọi là các hydride muối):


$$2Na \text{ (nóng chảy)} + H_2 \longrightarrow 2NaH \quad (t_{nc} = 800\ ^oC)$$


$$Ca \text{ (nóng chảy)} + H_2 \longrightarrow CaH_2 \quad (t_{nc} = 816\ ^oC)$$

Phản ứng giữa hydrogen với các phi kim tạo thành hydride phân tử:


$$X_2\ (F_2, Cl_2, Br_2) + H_2 \xrightarrow{\text{đốt nóng}} 2HX \quad \text{(hydrogen halide)}$$


$$S + H_2 \xrightarrow{\text{đốt nóng}} H_2S$$

Hầu hết các hydride của phi kim trong nước đều có tính acid, ví dụ: HF, HCl, HBr, HI, H_2S,…

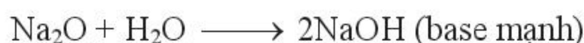
2. Hợp chất với oxygen: các oxide và hydroxide

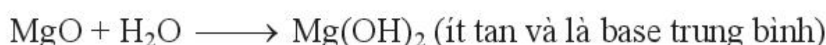
Các oxide kim loại là những chất rắn ion. Chúng đều là những basic oxide (trừ những oxide mà kim loại ở trạng thái oxi hoá cao như Mn_2O_7, CrO_3,… là những acidic oxide).


$$4Na + O_2 \longrightarrow 2Na_2O \ (t_{nc} > 1\ 700\ ^oC)$$

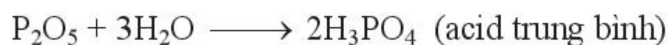

$$2Mg + O_2 \longrightarrow 2MgO \ (t_{nc} = 2\ 800\ ^oC)$$

Các oxide kim loại kiềm và Ca, Sr, Ba phản ứng với nước tạo ra basic hydroxide có tính base mạnh; hầu hết oxide của các kim loại khác ít tan hoặc không tan trong nước:


$$Na_2O + H_2O \longrightarrow 2NaOH \text{ (base mạnh)}$$


$$MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2 \text{ (ít tan và là base trung bình)}$$

Các oxide phi kim là những oxide phân tử (khí). Chúng đều là các acidic oxide vì nhiều oxide tan trong nước tạo ra dung dịch acid (các oxide của boron và silicon là những trường hợp ngoại lệ, không tan trong nước).


$P_2O_5 + 3H_2O \longrightarrow 2H_3PO_4$ (acid trung bình)


$SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$ (acid mạnh)


$Cl_2O_7 + H_2O \longrightarrow 2HClO_4$ (acid rất mạnh)

Xét tính chất oxide và hydroxide của các nguyên tố thuộc chu kì 2 và 3 sau đây:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Li_2O	BeO	B_2O_3	CO_2	N_2O_5		F_2O
LiOH	$Be(OH)_2$	H_3BO_3	H_2CO_3	HNO_3		$HF + O_2$
Base kiềm	Lưỡng tính	Acid rất yếu	Acid yếu	Acid mạnh		Acid trung bình
Na_2O	MgO	Al_2O_3	SiO_2	P_2O_5	SO_3	Cl_2O_7
NaOH	$Mg(OH)_2$	$Al(OH)_3$	H_2SiO_3	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$
Base kiềm	Base trung bình	Lưỡng tính	Acid yếu	Acid trung bình	Acid mạnh	Acid rất mạnh

$\longrightarrow$

Tính base yếu dần, đồng thời tính acid mạnh dần

Trong nhóm IIIA chẳng hạn: B_2O_3 và H_3BO_3 (chu kì 2) có tính acid đến Al_2O_3 và $Al(OH)_3$ (chu kì 3) có tính lưỡng tính và đến cuối nhóm Tl_2O_3 và $Tl(OH)_3$ (chu kì 6) lại có tính base. Như vậy, theo chu kì từ trái qua phải tính base giảm dần và tính acid tăng dần khi điện tích hạt nhân tăng; còn theo nhóm A từ trên xuống dưới, tính base tăng dần và tính acid giảm dần khi điện tích hạt nhân tăng.

Một điểm chú ý nữa là từ nhóm IVA trở đi, các hidracidic oxide có sự thay đổi cấu trúc một cách đều đặn theo hoá trị:

IVA	VA	VIA	VIIA
$Si(OH)_4$	$OP(OH)_3$	$O_2S(OH)_2$	$O_3Cl(OH)$
$\Rightarrow$ Công thức hoá học biểu diễn dưới dạng acid.			
H_4SiO_4	H_3PO_4	H_2SO_4	$HClO_4$

Silicic acid có công thức tổng quát dạng $xSiO_2.yH_2O$. Ví dụ:

$x = 1, y = 1 \Rightarrow H_2SiO_3$ (metasilicic acid) và $x = 1, y = 2 \Rightarrow H_4SiO_4$ (orthosilicic acid).

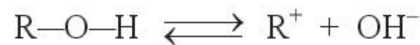
Sự biến đổi tính acid – base của các oxide và hydroxide là kết quả của sự biến đổi tính kim loại và phi kim:

– Oxide kim loại: basic oxide ⇒ basic hydroxide; hydroxide kim loại điển hình là base mạnh.

– Oxide phi kim: acidic oxide ⇒ acidic hydroxide; hydroxide phi kim điển hình là acid mạnh.

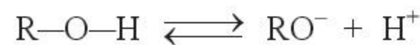
Thực chất, tính acid – base là bản chất của liên kết trong phân tử hydroxide R—O—H:

– R là kim loại thì liên kết R—O là liên kết ion ⇒ hydroxide R—O—H phân li kiểu base:



$$R—O—H \rightleftharpoons R^+ + OH^-$$

– R là phi kim thì liên kết R—O là liên kết cộng hoá trị có cực ⇒ hydroxide R—O—H phân li kiểu acid:



$$R—O—H \rightleftharpoons RO^- + H^+$$

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1. THÀNH PHẦN CỦA CÁC OXIDE VÀ HYDROXIDE

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ.

– Đưa ra số các nhóm A và yêu cầu HS nhắc lại hoá trị cao nhất với oxygen và hoá trị trong hợp chất với hydrogen của các nguyên tố thuộc nhóm A.

Nhóm	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Hoá trị cao nhất trong hợp chất với oxygen	I	II	III	IV	V	VI	VII

– Hướng dẫn HS viết công thức oxide và hydroxide của các nguyên tố chu kì 2 và 3 theo hoá trị.

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố: Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi 1 của SGK để luyện tập.

Chú ý: Không cần giải thích phần còn trống ở chu kì 2.

Hoạt động 2. TÍNH CHẤT CỦA OXIDE VÀ HYDROXIDE

1. Có thể tiến hành hoạt động 1: "Phản ứng của Na_2O, MgO, P_2O_5 với nước" và hoạt động 2: "Phản ứng của sodium carbonate với dung dịch nitric acid loãng" và hướng dẫn HS trả lời câu hỏi có trong hoạt động.

Hoặc có thể trình chiếu video về hai thí nghiệm trên.

Nếu không tiến hành các thí nghiệm và không có video thì sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ để mô tả các hiện tượng xảy ra trong thí nghiệm.

Ví dụ, đặt vấn đề:

– Khi cho các oxide Na_2O, MgO hay P_2O_5 vào nước thì có hiện tượng gì?

– Màu giấy quỳ tím khi nhúng vào dung dịch sản phẩm thay đổi thế nào?

– Khi cho sodium carbonate vào dung dịch nitric acid thì có hiện tượng gì?

GQVĐ: Rút ra điều gì từ các nhận xét trên?

2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo các bước:

– Nhận xét về biến đổi điện tích hạt nhân nguyên tử các nguyên tố trong thí nghiệm theo chu kì.

– Quan sát hiện tượng sau thí nghiệm và rút ra nhận xét.

– Nêu nhận xét về: biến đổi điện tích hạt nhân nguyên tử các nguyên tố; xu hướng biến đổi tính chất của oxide và hydroxide trong một chu kì.

3. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực GQVĐ:

Viết các phương trình hoá học cho các phản ứng xảy ra trong thí nghiệm.

4. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 2, 3, 4 của SGK để luyện tập.

Ở các bước trong hoạt động 2, GV có thể hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN khi yêu cầu HS:

– Đề xuất một số thí nghiệm khác tương tự để rút ra nhận xét.

– Viết các phương trình hoá học cho các phản ứng xảy ra trong thí nghiệm đề xuất.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Oxide Ga_2O_3 và SeO_3; hydroxide $Ga(OH)_3$ và H_2SeO_4.

2. Đáp án D. Chất có tính acid yếu nhất là H_2SiO_3.

3. Đáp án A. Dãy gồm các chất có tính base tăng dần là: $Al(OH)_3$, $Mg(OH)_2$, NaOH.

4. Đáp án C. Khối lượng nguyên tử không biến đổi tuần hoàn theo chiều tăng của điện tích hạt nhân nguyên tử.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH và năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "nhận xét"; "sắp xếp thứ tự"; "viết được",... xu hướng biến đổi thành phần và tính chất acid – base của các oxide và hydroxide theo chu kì và các phương trình hoá học tương ứng.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "đề xuất"; "dự đoán",... tập hợp các nguyên tố khác chu kì hoặc khác nhóm A, cần chọn nguyên tố trung gian kèm theo sự giải thích.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 8. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN. Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN CÁC NGUYÊN TỐ HOÁ HỌC

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Phát biểu được định luật tuần hoàn.

– Trình bày được ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học: Mối liên hệ giữa vị trí (trong bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học) với tính chất và ngược lại.

II CHUẨN BỊ

– Tranh viết tổng quát "Nội dung của định luật tuần hoàn".

– Sơ đồ mối quan hệ giữa vị trí nguyên tố với cấu hình electron và tính chất nguyên tố.

– Một số video minh hoạ mối quan hệ.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Vai trò của định luật tuần hoàn

Dựa vào điện tích hạt nhân nguyên tử và cấu trúc electron của nguyên tử các nguyên tố để xây dựng được bảng tuần hoàn.

Dựa vào bảng tuần hoàn để xét sự biến đổi tính chất các nguyên tố, các đơn chất và một số hợp chất oxide, hydroxide.

Từ khi ra đời vào năm 1869 đến nay, định luật tuần hoàn đã có một vai trò rất to lớn đối với sự phát triển của hoá học và các ngành khoa học khác.

a) Đính chính lại những dữ kiện sai lầm

Dựa vào định luật tuần hoàn, Mendeleev đã đính chính lại khối lượng nguyên tử và hoá trị của nhiều nguyên tố trước đó bị xác định sai.

b) Tiên đoán tính chất của nhiều nguyên tố chưa tìm ra

Khi xây dựng bảng tuần hoàn đầu tiên, mới chỉ biết 63 nguyên tố. Như vậy, trong bảng tuần hoàn còn nhiều ô bỏ trống; Mendeleev cho rằng đó là vị trí của những nguyên tố chưa biết.

Dựa vào bảng tuần hoàn, Mendeleev đã dự đoán tính chất của nhiều nguyên tố và đặc biệt ông mô tả cặn kẽ tính chất của ba nguyên tố là: eka-bo (giống boron), eka-aluminium và eka-silicon. Chỉ 15 năm sau, các nhà khoa học đã lần lượt tìm ra cả ba nguyên tố đó là: gallium (Ga); scandium (Sc) và germanium (Ge) với những tính chất phù hợp một cách kì lạ với dự đoán của tác giả định luật tuần hoàn.

c) Hướng dẫn việc tìm ra các nguyên tố mới

Trước đây, việc tìm ra các nguyên tố mới là ngẫu nhiên. Định luật tuần hoàn đã chỉ ra phương hướng cho các nhà khoa học tìm ra các nguyên tố chưa biết như: rhenium (Re), technetium (Tc),...

Định luật tuần hoàn đã mở đường cho việc phát triển lí thuyết về cấu tạo chất, nghiên cứu hiện tượng phóng xạ,...

Cho đến nay, định luật tuần hoàn vẫn đóng vai trò là công cụ hướng dẫn việc tổng hợp các nguyên tố nhân tạo.

d) Về mặt sư phạm

Học hoá học là học tính chất của các chất và sự biến đổi của chúng. Đến thời điểm năm 2016 đã biết 118 nguyên tố, chỉ riêng nguyên tố carbon đã có trên 4 triệu hợp chất.

Ngày nay không thể hình dung được việc học tập môn hoá học như thế nào nếu không có định luật tuần hoàn. Bảng tuần hoàn đã tập hợp các nguyên tố thành nhóm, thành khối trên cơ sở những tính chất giống nhau, xếp chúng thành hàng để thấy được sự biến đổi tính chất từ đầu đến cuối mỗi hàng.

Định luật tuần hoàn giúp cho việc học tập hoá học một cách có hệ thống và có quy luật.

Định luật tuần hoàn luôn là công cụ hữu ích đối với các nhà khoa học trong việc nghiên cứu hoá học và các ngành khoa học khác. Mặt khác, khoa học càng phát triển thì càng củng cố và nâng cao vai trò, giá trị của định luật tuần hoàn.

2. Ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học

Tính chất của một nguyên tố được quyết định bởi cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố đó. Cấu hình electron nguyên tử của mọi nguyên tố có liên quan mật thiết đến vị trí của nguyên tố đó trong bảng tuần hoàn và "quy luật biến đổi tính chất".

Như vậy, có bốn yếu tố là cơ sở khi sử dụng bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học. Trong đó, hai yếu tố: vị trí (1) và cấu hình electron (2) có quan hệ hai chiều. Tức là, từ (1) có thể suy ra (2) và ngược lại từ (2) có thể suy ra (1). Đồng thời, từ yếu tố (1) hay (2) đều có thể suy ra được tính chất của nguyên tố. Mối quan hệ này gồm:

a) Biết vị trí của nguyên tố trong bảng tuần hoàn có thể suy ra cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố và tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố đó.

b) Biết cấu hình electron nguyên tử của nguyên tố có thể suy ra vị trí của nguyên tố trong bảng tuần hoàn và tính chất hoá học cơ bản của nguyên tố đó.

c) Dựa vào quy luật biến đổi tính chất của nguyên tố trong bảng tuần hoàn có thể so sánh tính chất hoá học cơ bản của một nguyên tố với các nguyên tố xung quanh.

d) Dựa vào quy luật biến đổi tính chất trong bảng tuần hoàn có thể dự đoán được cấu hình electron nguyên tử và tính chất hoá học cơ bản của một số nguyên tố hoá học chưa tìm ra.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận nội dung của định luật tuần hoàn rồi nghiên cứu vai trò và giá trị của định luật.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt nêu ý kiến của nhóm trước lớp, sau đó phản biện của các nhóm khác và suy luận được tính chất nguyên tố từ vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn và cấu hình electron nguyên tử. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận.

3. Trong phần cụ thể, có thể cho HS dựa vào quan hệ giữa vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn, cấu hình electron nguyên tử với tính chất nguyên tố đề xuất các ví dụ và tự giải quyết các vấn đề nêu ra từ ví dụ đó.

Hoạt động 1. ĐỊNH LUẬT TUẦN HOÀN

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Sử dụng phương pháp tiên đề – hoạt động nhóm.

– HS đọc SGK, trao đổi và thảo luận trong nhóm về nội dung của định luật tuần hoàn.

– Hướng dẫn HS nghiên cứu về vai trò và những ưu điểm mà Mendeleev đạt được khi xây dựng bảng tuần hoàn và phát biểu định luật tuần hoàn.

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT và năng lực THTN bằng hoạt động củng cố: sử dụng câu hỏi tương tự câu hỏi 1 của SGK để luyện tập.

Chú ý: Hướng dẫn HS hoạt động nhóm đề xuất sự biến đổi một số tính chất nguyên tố một cách tuần hoàn theo chu kì (mỗi nhóm một đề xuất) và tiến hành thảo luận.

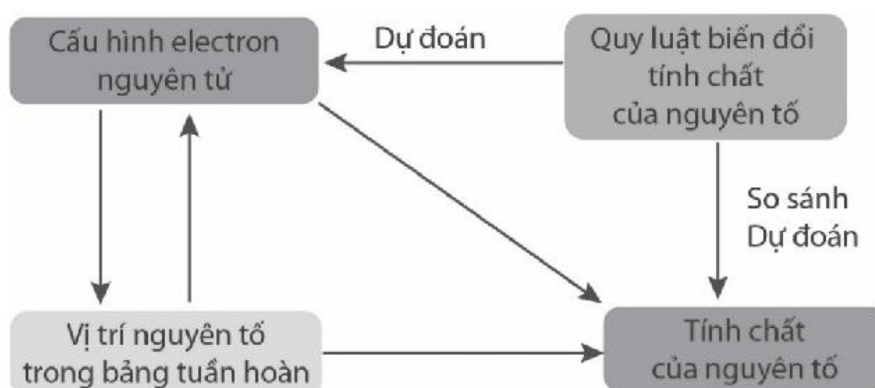
Hoạt động 2. Ý NGHĨA CỦA BẢNG TUẦN HOÀN

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ để xác định mối quan hệ giữa các yếu tố "vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn"; "cấu hình electron nguyên tử"; "tính chất nguyên tố" và "quy luật biến đổi tính chất nguyên tố".

– Đưa ra bốn yếu tố trên để HS thảo luận về mối quan hệ giữa bốn yếu tố này, sau đó GV hướng dẫn HS rút ra kết luận về mối quan hệ đó.

Sơ đồ tổng quát:



2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực GQVĐ bằng phương pháp hoạt động nhóm:

– Nêu ví dụ: từ vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn ⇒ cấu hình electron nguyên tử và tính chất.

– Nêu ví dụ: từ cấu hình electron nguyên tử ⇒ vị trí nguyên tố trong bảng tuần hoàn và tính chất.

– Nêu ví dụ: từ quy luật biến đổi tính chất ⇒ so sánh tính chất một nguyên tố với các nguyên tố xung quanh.

– Nêu ví dụ: từ quy luật biến đổi tính chất ⇒ dự đoán cấu hình electron và tính chất một nguyên tố chưa tìm ra.

Trong một quan hệ, mỗi nhóm có thể đưa ra các ví dụ khác nhau và thảo luận.

3. Riêng quan hệ "từ quy luật biến đổi có thể dự đoán…" GV hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN bằng cách lấy một trong các ví dụ tương tự như:

"Nguyên tố có số hiệu nguyên tử 87 không có trong tự nhiên, trước khi điều chế nhân tạo bằng phương pháp phóng xạ có thể dự đoán:

– Vị trí trong bảng tuần hoàn: kết thúc chu kì 6 là nguyên tố số 86 nên nguyên tố này thuộc chu kì 7 – Nhóm IA.

– Cấu hình electron: có 87 proton và 87 electron, có 7 lớp electron và lớp electron ngoài cùng là lớp thứ 7 có 1 electron: $[_{86}Rn]\ 7s^1$ hay (2, 8, 18, 32, 18, 8, 1).

– Tính chất: ở nhóm IA nên tính chất hoá học của nó là kim loại kiềm và có tính kim loại mạnh nhất vì nằm ở cuối nhóm.

4. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 2, 3 của SGK để luyện tập.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Tính chất đơn chất:

$_3Li$	$_4Be$	$_5B$	…	$_8O$	$_9F$
Kim loại mạnh	Kim loại yếu	Á kim	…	Phi kim mạnh	Phi kim rất mạnh
$_{11}Na$	$_{12}Mg$	$_{13}Al$	…	$_{16}S$	$_{17}Cl$
Kim loại điển hình	Kim loại mạnh	Kim loại hoạt động	…	Phi kim trung bình	Phi kim mạnh

Tính kim loại giảm dần, tính phi kim tăng dần theo chiều tăng của điện tích hạt nhân và có xu hướng tuần hoàn.

2. a) Cấu hình electron của ${}_{12}Mg$: $1s^22s^22p^63s^2$, là kim loại mạnh.

Oxide: MgO là basic oxide trung bình; hydroxide $Mg(OH)_2$ là base trung bình.

b) Tính kim loại của ${}_{11}Na > Mg > {}_{13}Al$ và ${}_{4}Be < Mg < {}_{20}Ca$.

3. a) Cấu hình electron là $1s^22s^22p^63s^23p^64s^1 \Rightarrow$ K ở ô số 19, chu kì 4, nhóm IA.

b) Đơn chất potassium là kim loại kiềm (nhóm IA) là kim loại mạnh hơn Na và Ca, nhưng yếu hơn Rb. Oxide K_2O là basic oxide phản ứng với nước tạo ra hydroxide KOH là base mạnh.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH và năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "phát biểu"; "trình bày"; "nêu được"... nội dung của định luật tuần hoàn và ý nghĩa của bảng tuần hoàn các nguyên tố hoá học.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "đề xuất"; "dự đoán",... cấu hình electron và tính chất của nguyên tố chưa tìm ra.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 9. ÔN TẬP CHƯƠNG 2

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

Câu 1. Đáp án C.

Theo sơ đồ phác thảo của bảng tuần hoàn:

– Y, E và X cùng chu kì, trong một chu kì, tính kim loại giảm từ trái qua phải ⇒ (1) đúng.

– Độ âm điện Y (0,98), X(2,55), T (3,98) cùng chu kì ⇒ (2) đúng.

– T và Q cùng nhóm VIIA; trong một nhóm A, tính phi kim giảm từ trên xuống dưới, tức là tính phi kim T > Q ⇒ (3) sai.

– Y, E, X và T cùng chu kì, trong một chu kì, bán kính nguyên tử giảm dần từ trái qua phải ⇒ (4) đúng.

Câu 2. Đáp án B. Cấu hình electron của $_{16}S$ là $1s^22s^22p^63s^23p^4$.

– Nguyên tử S có 3 lớp electron, 6 electron hoá trị, 6 electron s và 10 electron p ⇒ (1) đúng (2) sai.

– Oxide cao nhất của S là SO_3 và là acidic oxide ⇒ (3) đúng.

– S có tính phi kim yếu hơn nguyên tố $_8O$ ⇒ (4) sai.

– Hydroxide cao nhất của S có dạng H_2SO_4 và có tính acid ⇒ (5) đúng.

Vậy có 3 phát biểu đúng.

Câu 3. Đáp án A. Oxide cao nhất có dạng XO và YO_3.

– X thuộc nhóm IIA và Y thuộc nhóm VIA ⇒ (1) sai.

– X là kim loại và Y là phi kim ⇒ (2) đúng.

– XO là basic oxide và YO_3 là acidic oxide ⇒ (3) đúng.

– Hydroxide cao nhất của Y có dạng H_2YO_4 và có tính acid ⇒ (4) sai.

Vậy có 2 phát biểu đúng.

Câu 4. Sodium ($_{11}Na$); boron ($_5B$) và oxygen ($_8O$):

a) Vị trí trong bảng tuần hoàn và cấu hình electron:

$_{11}Na$, số hiệu nguyên tử 11, chu kì 3, nhóm IA. ($1s^22s^22p^63s^1$).

$_5B$, số hiệu nguyên tử 5, chu kì 2, nhóm IIIA. ($1s^22s^22p^1$).

$_8O$, số hiệu nguyên tử 8, chu kì 2, nhóm VIA. ($1s^22s^22p^4$).

b) Thứ tự bán kính nguyên tử tăng dần: O < B < Na.

O và B cùng chu kì, theo quy luật biến đổi bán kính nguyên tử giảm dần từ trái qua phải.

Na ở chu kì 3 có bán kính nguyên tử lớn hơn so với nguyên tử chu kì 2.

c) Thứ tự độ âm điện giảm dần: O > B > Na.

Trong một chu kì, độ âm điện tăng từ trái qua phải nên B < O và Na < Al.

Trong một nhóm A, độ âm điện giảm từ trên xuống dưới nên Al < B.

Câu 5. Các nguyên tố tạo nên cafein là C (Z = 6); N (Z = 7); O (Z = 8) và H (Z = 1).

a) Vị trí trong bảng tuần hoàn: $_6C$, số hiệu nguyên tử 6, chu kì 2, nhóm IVA.

$_7N$, số hiệu nguyên tử 7, chu kì 2, nhóm VA.

$_8O$, số hiệu nguyên tử 8, chu kì 2, nhóm VIA.

b) So sánh

– Tính phi kim: C < N < O do trong một chu kì, tính phi kim tăng dần theo chiều điện tích hạt nhân tăng.

– Độ âm điện: C < N < O do trong một chu kì, độ âm điện tăng dần theo chiều điện tích hạt nhân tăng.

– Bán kính nguyên tử: C > N > O do trong một chu kì, bán kính nguyên tử giảm dần theo chiều điện tích hạt nhân tăng.

Câu 6. Hai nguyên tố kế tiếp nhau trong cùng một chu kì có điện tích hạt nhân hơn kém nhau 1 đơn vị.

Ta có: $Z_A + Z_A + 1 = 25 \Rightarrow Z_A = 12$ và $Z_A + 1 = 13$. Hai nguyên tố A và B là Mg và Al.

a) Cấu hình electron: $_{12}Mg$ ($1s^22s^22p^63s^2$) và $_{13}Al$ ($1s^22s^22p^63s^23p^1$)

Vị trí trong bảng tuần hoàn: $_{12}Mg$, số hiệu nguyên tử 12, chu kì 3, nhóm IIA.

$_{13}Al$, số hiệu nguyên tử 13, chu kì 3, nhóm IIIA.

b) So sánh tính kim loại: Mg > Al do trong một chu kì, tính kim loại giảm dần theo chiều điện tích hạt nhân tăng.

Bài 10. QUY TẮC OCTET

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ: Trình bày và vận dụng được quy tắc octet trong quá trình hình thành liên kết hoá học cho các nguyên tố nhóm A.

II CHUẨN BỊ

Bảng *Biểu diễn electron hoá trị của một số nguyên tử.*

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Khái niệm liên kết hoá học

Nguyên nhân của việc tạo thành liên kết hoá học là các nguyên tử kết hợp với nhau để tạo ra một tổ hợp mới có dự trữ năng lượng thấp hơn dự trữ năng lượng của các nguyên tử riêng rẽ, do đó bền hơn. Vì thế, khi các nguyên tử kết hợp với nhau thành phân tử thì toả ra năng lượng và ngược lại, khi phá vỡ một phân tử để tạo thành các nguyên tử thì phải cung cấp năng lượng.

Trừ helium, các nguyên tử khí hiếm đều có cấu hình electron lớp ngoài cùng là ns^2np^6, 8 electron lớp ngoài cùng đã ghép đôi (riêng helium có 2 electron ghép đôi) nên bền vững.

Ví dụ, nguyên tử $_{18}Ar$: [Ne] $3s^23p^6$:Ar: (8 electron chấm xung quanh)

Các electron này có dự trữ năng lượng thấp nhất so với các nguyên tử có cùng số lớp electron (chúng có năng lượng ion hoá lớn nhất so với các nguyên tố trong cùng chu kì). Thực nghiệm cho biết, các nguyên tử khí hiếm không liên kết với nhau (phân tử khí hiếm là đơn nguyên tử) và hầu như không liên kết với các nguyên tử khác; các khí hiếm hầu như không tham gia các phản ứng hoá học.

Vì vậy, xu hướng các nguyên tử liên kết hoá học với nhau tạo thành phân tử/tinh thể bền vững hơn là do: Nguyên tử của các nguyên tố khác có cấu trúc electron không bền bằng cấu trúc electron của nguyên tử khí hiếm nên trong các phản ứng hoá học, các nguyên tử liên kết với nhau theo xu hướng đạt tới cấu trúc bền vững của nguyên tử khí hiếm và do đó có dự trữ năng lượng thấp hơn dự trữ năng lượng của từng nguyên tử riêng rẽ.

Việc đạt tới cấu trúc bền vững giống cấu trúc của các nguyên tử khí hiếm có thể được thực hiện bởi hai cách:

– Góp chung electron để tạo thành cặp electron dùng chung tạo ra liên kết cộng hoá trị.

– Chuyển hẳn electron từ nguyên tử này đến nguyên tử khác và tạo thành các ion mang điện tích trái dấu hút nhau, các ion này hút nhau bởi lực hút tĩnh điện tạo ra liên kết ion.

2. Quy tắc octet

Sự tạo thành cấu trúc (8 electron) bền vững của nguyên tử khí hiếm gọi là quy tắc octet:

Khi hình thành liên kết hoá học, nguyên tử của các nguyên tố có xu hướng liên kết với các nguyên tử khác để đạt được cấu trúc electron lớp ngoài cùng bền vững của các nguyên tử khí hiếm.

Để biểu diễn sự hình thành liên kết hoá học tuân theo quy tắc octet cần biết cách biểu diễn các electron hoá trị của nguyên tử.

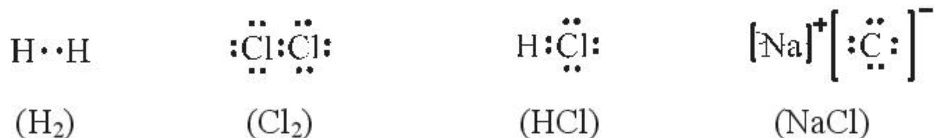
Electron hoá trị là các electron thuộc lớp ngoài cùng và phân lớp sát lớp ngoài cùng tham gia vào quá trình tạo thành liên kết, ví dụ nêu trong bảng sau:

Nguyên tử	Các lớp electron bên trong	Electron hoá trị	
Na	$1s^22s^22p^6$	$3s^1$	1
Mg	$1s^22s^22p^6$	$3s^2$	2
Al	$1s^22s^22p^6$	$3s^23p^1$	3
Si	$1s^22s^22p^6$	$3s^23p^2$	4
P	$1s^22s^22p^6$	$3s^23p^3$	5
S	$1s^22s^22p^6$	$3s^23p^4$	6
Cl	$1s^22s^22p^6$	$3s^23p^5$	7

Cách biểu diễn electron hoá trị: "Hạt nhân nguyên tử và các lớp electron bên trong được biểu diễn bằng kí hiệu hoá học của nguyên tố, còn electron hoá trị được biểu diễn bằng các dấu chấm đặt xung quanh kí hiệu nguyên tố". Ví dụ nêu trong bảng sau:

IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
1	2	3	4	5	6	7	8
H·							He:
Li·	Be:	·B:	·C̈·	·N̈· (·)	:Ö: (·)	:F̈· (:)	:N̈e: (:)
Na·	Mg:	·Al:	·S̈i·	·P̈· (·)	:S̈: (·)	:C̈l· (:)	:Ä̈r: (:)

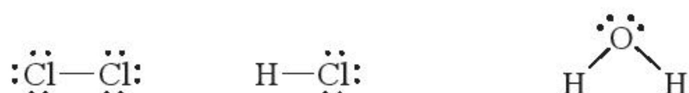
Công thức electron:



Công thức cấu tạo: Chỉ biểu diễn cặp electron tham gia liên kết giữa hai nguyên tử bằng một gạch nối.



Công thức Lewis: Kết hợp công thức electron với công thức cấu tạo bằng cách thay cặp electron tham gia liên kết bằng một gạch nối (giữ nguyên các electron không tham gia liên kết) được *công thức Lewis*.



Dựa vào quy tắc octet có thể vận dụng các kiến thức đã học về cấu tạo nguyên tử để:

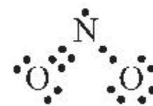
– Dự đoán số liên kết cộng hoá trị có thể tạo thành.

– Dự đoán khả năng tạo thành cation hay anion.

– Dự đoán khả năng của hai nguyên tử có thể tạo thành liên kết ion hay liên kết cộng hoá trị.

– Xác định hoá trị của các nguyên tố trong hợp chất.

Tuy nhiên, quy tắc octet chỉ là gần đúng, nó không đúng với một số trường hợp không đủ 8 electron như LiH (2 electron), BeH_2 (4 electron), BH_3 (6 electron) hoặc quá 8 electron như PCl_5 (10 electron), SF_6 (12 electron),… thậm chí cả những trường hợp có số lẻ electron như các phân tử NO, NO_2,… Nguyên tử N có 5 electron hoá trị, nguyên tử O có 6 electron hoá trị nên trong NO_2, xung quanh nguyên tử N có 7 electron.



IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận nội dung của quy tắc octet rồi nghiên cứu vai trò của quy tắc trong sự hình thành liên kết hoá học của các nguyên tố nhóm A.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt nêu ý kiến của nhóm trước lớp, sau đó phản biện của các nhóm khác và dự đoán được một số khả năng dựa vào quy tắc octet. Sau đó, GV giúp HS rút ra kết luận.

3. Trong phần cụ thể, có thể cho HS dựa vào quy tắc octet để đề xuất cách hình thành liên kết hoá học trong một số ví dụ và tự giải quyết các vấn đề nêu ra từ ví dụ đó.

Hoạt động 1. KHÁI NIỆM LIÊN KẾT HOÁ HỌC

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Sử dụng phương pháp tiên đề – hoạt động nhóm.

– HS đọc SGK, trao đổi và thảo luận trong nhóm về "Khái niệm liên kết hoá học".

– Hướng dẫn HS tìm hiểu về "cách biểu diễn electron hoá trị của một số nguyên tử".

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT và năng lực THTN bằng hoạt động củng cố: Sử dụng câu hỏi tương tự các câu hỏi 1, 2 của SGK để luyện tập.

Chú ý: Hướng dẫn HS hoạt động nhóm đề xuất viết cấu hình electron hoá trị cho một số nguyên tử (mỗi nhóm một đề xuất) và tiến hành thảo luận. GV xác nhận kết quả.

Hoạt động 2. QUY TẮC OCTET

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ để HS trình bày được quy tắc octet và lấy được ví dụ (viết cấu hình electron hoá trị) về sự hình thành liên kết hoá học giữa các nguyên tố nhóm A với hydrogen.

2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng phương pháp hoạt động nhóm để vận dụng được quy tắc octet trong quá trình hình thành liên kết hoá học cho các nguyên tố nhóm A.

– Ngoài các phân tử đã nêu trong SGK như Cl_2, H_2O, NaF,... BF_3, PCl_5,... có thể yêu cầu HS viết cấu hình electron hoá trị cho sự hình thành liên kết hoá học trong Br_2, PH_3, C_2H_6, NaCl, SF_6,...

Chú ý: Hướng dẫn HS hoạt động nhóm đề xuất viết cấu hình electron hoá trị biểu diễn sự hình thành liên kết theo quy tắc octet (mỗi nhóm một đề xuất) và tiến hành thảo luận. GV xác nhận kết quả.

3. GV hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN: bằng phương pháp hoạt động nhóm để:

– Dự đoán số liên kết cộng hoá trị có thể tạo thành giữa hai nguyên tử (ví dụ CH_4).

– Dự đoán khả năng tạo thành cation hay anion giữa hai nguyên tử (ví dụ K với O).

– Dự đoán khả năng của hai nguyên tử có thể tạo thành liên kết ion hay liên kết cộng hoá trị (ví dụ Na với O, C với Cl,...).

– Xác định hoá trị của các nguyên tố trong hợp chất (ví dụ CO_2, SiH_4,...).

Mỗi nhóm có thể đưa ra đề xuất các ví dụ khác nhau và thảo luận.

4. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 3, 4 của SGK để luyện tập.



HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Nguyên tử fluorine có cấu hình electron $[He]2s^2 2p^5$ và electron hoá trị được biểu diễn là $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}\cdot$, khi nhận thêm 1 electron thì trở thành $[He]2s^2 2p^6$ là cấu hình electron của nguyên tử Ne.

2. Để giảm năng lượng, các nguyên tử kết hợp lại thành phân tử theo xu hướng đạt tới cấu hình electron bền vững của khí hiếm (theo quy tắc octet).

3. Giải thích sự hình thành liên kết hoá học trong các phân tử:

F_2	CCl_4	NF_3
$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$	$:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{C}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$ $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$	$:\ddot{F}:$ $:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{N}}:\ddot{\underset{\cdot\cdot}{F}}:$
Mỗi nguyên tử F cần thêm 1 electron để đạt octet nên mỗi nguyên tử F góp chung 1 electron để đạt cấu hình electron bão hoà, theo quy tắc octet. Trong phân tử F_2, xung quanh mỗi nguyên tử F đều có 8 electron giống với cấu hình bền của khí hiếm Ne thoả mãn quy tắc octet.	Nguyên tử C có 4 electron hoá trị cần thêm 4 electron để đạt octet và Cl có 7 electron hoá trị cần thêm 1 electron để đạt octet nên nguyên tử C góp chung với mỗi nguyên tử Cl 1 electron và mỗi nguyên tử Cl góp chung với nguyên tử C 1 electron. Trong phân tử CCl_4, xung quanh mỗi nguyên tử C và Cl đều có 8 electron giống với cấu hình bền của khí hiếm Ne và Ar, thoả mãn quy tắc octet.	Nguyên tử N có 5 electron hoá trị cần thêm 3 electron để đạt octet và F có 7 electron hoá trị cần 1 electron để đạt octet. Nên nguyên tử N góp chung với mỗi nguyên tử F 1 electron hoá trị và mỗi nguyên tử F góp chung với nguyên tử N 1 electron hoá trị. Trong phân tử NF_3, xung quanh mỗi nguyên tử N và F đều có 8 electron giống với cấu hình bền của khí hiếm Ne thoả mãn quy tắc octet.

4. Sự hình thành liên kết hoá học trong phosphine:

$$\begin{array}{c} H \\ \cdot\cdot \\ H:\underset{\cdot\cdot}{P}:H \end{array}$$

Nguyên tử P có 5 electron hoá trị cần thêm 3 electron và ba nguyên tử H mỗi nguyên tử có 1 electron hoá trị cần thêm 1 electron để đạt octet. Nên nguyên tử P góp chung với mỗi nguyên tử H 1 electron hoá trị và mỗi nguyên tử H góp chung với nguyên tử P 1 electron hoá trị. Trong phân tử PH_3, xung quanh nguyên tử P có 8 electron giống với cấu hình bền của khí hiếm Ar và H có 2 electron giống với cấu hình bền của khí hiếm He, thoả mãn quy tắc octet.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH và năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "phát biểu"; "trình bày"; "nêu được",… nội dung của quy tắc octet trong quá trình hình thành liên kết hoá học cho các nguyên tố nhóm A.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "đề xuất"; "dự đoán",… dùng kiến thức về cấu tạo nguyên tử để giải thích sự hình thành liên kết hoá học cho các nguyên tố nhóm A.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 11. LIÊN KẾT ION

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm và sự hình thành liên kết ion (nêu một số ví dụ điển hình tuân theo quy tắc octet).

– Nêu được cấu tạo tinh thể NaCl. Giải thích được vì sao các hợp chất ion thường ở trạng thái rắn trong điều kiện thường (dạng tinh thể ion).

– Lắp được mô hình tinh thể NaCl (theo mô hình có sẵn).

II CHUẨN BỊ

– Có thể chuẩn bị mô hình lắp ghép về liên kết ion.

– Tranh ảnh và các video liên quan đến liên kết ion.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Sự tạo thành ion

Quá trình mất đi 1 electron ở lớp vỏ ngoài cùng của nguyên tử liên quan đến "năng lượng ion hoá thứ nhất" (là năng lượng tối thiểu cần để tách một electron ra khỏi nguyên tử ở trạng thái khí, do đó biến nguyên tử thành ion dương ở trạng thái khí). Quá trình nhận thêm electron vào lớp vỏ ngoài cùng của nguyên tử cũng liên quan đến "năng lượng gắn kết electron" (là năng lượng toả ra khi gắn một electron vào một nguyên tử trung hoà ở trạng thái khí, do đó biến nguyên tử thành ion âm ở trạng thái khí). Vì trong pha khí, nguyên tử và ion đều được loại trừ hết mọi ảnh hưởng bên ngoài và năng lượng kèm theo quá trình biến nguyên tử thành ion đúng bằng năng lượng đã liên kết electron trong nguyên tử.

Trong CTGDPT 2018 môn Hoá học, để đơn giản khi viết sơ đồ biểu diễn sự tạo thành ion không viết kèm theo trạng thái của nguyên tử và ion:



$$Na \longrightarrow Na^+ + e \quad \text{và} \quad Cl + e \longrightarrow Cl^-$$

GV lưu ý HS:

– Các ion tạo thành khi nguyên tử mất hoặc nhận thêm electron đều ở trạng thái khí.

– Cách biểu diễn cấu hình electron của ion và sự tạo thành ion.

– Cấu hình electron của ion giống với cấu hình electron của nguyên tử khí hiếm gần nhất.

– Có thể phân loại ion theo nguyên tố:

+ Ion đơn nguyên tố như Mg^{2+}, O^{2-}, F_3^-, O_2^{2-},...

+ Ion đa nguyên tố như NH_4^+, SO_4^{2-}, HPO_4^{2-},...

2. Sự tạo thành liên kết ion

Liên kết được thực hiện nhờ lực hút tĩnh điện giữa các ion mang điện tích trái dấu gọi là liên kết ion.

Các ion mang điện tích trái dấu hút nhau và lại gần nhau, khi đến gần một khoảng cách nào đó giữa các ion xuất hiện lực đẩy sinh ra bởi tương tác giữa lớp vỏ electron của các ion. Lực đẩy càng tăng khi khoảng cách giữa các ion càng giảm, đến khi lực đẩy cân bằng với lực hút và các ion dừng lại ở khoảng nhất định. Những hợp chất tạo nên theo cách đó gọi là hợp chất ion.

Mỗi ion được coi như một quả cầu, tâm là hạt nhân nguyên tử, lớp vỏ gồm các electron (trừ ion H^+). Hình dạng đó của ion dẫn đến sự phân bố đều lực ion lên các phương, vì vậy lực liên kết ion không định hướng. Không có phân tử liên kết ion tồn tại riêng rẽ, độc lập.

Việc viết công thức dạng NaCl, AgCl,... chỉ có tính quy ước. Thực tế có hai trường hợp:

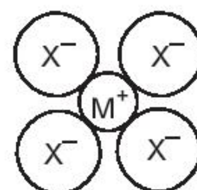
– Trạng thái rắn, hợp chất ion tồn tại trong mạng tinh thể, như tinh thể muối ăn (khối lập phương tâm mặt).

– Trạng thái hoà tan, tồn tại các ion solvate hoá (khi dung môi là nước, ion ở dạng hydrate hoá).

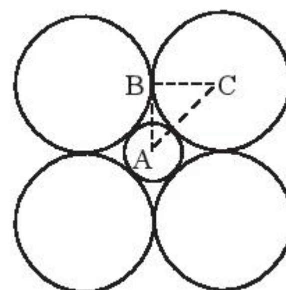
3. Tinh thể ion

Các hợp chất ion kết tinh theo một dạng tinh thể nhất định sao cho có năng lượng thấp nhất. Khi đó, xung quanh một ion sẽ có số nhiều nhất các ion khác dấu (gọi là số phối trí cực đại).

Vì liên kết ion không định hướng nên cấu trúc tinh thể ion chỉ do những yếu tố hình học như số lượng, kích thước của các ion quyết định.



Chẳng hạn, xét hợp chất M^+X^-, trong đó các ion đều có số phối trí 6, mỗi ion được 6 ion khác bao quanh kiểu bát diện. Để đơn giản, chỉ xét đến mặt phẳng có ion M^+ ở giữa và 4 ion X^- xung quanh.



– Nếu bán kính của X^- không lớn hơn nhiều so với M^+ ⇒ các ion X^- có thể tiếp xúc với ion M^+, nhưng không thể tiếp xúc với nhau được.

– Nếu bán kính của X^- lớn hơn nhiều so với M^+ ⇒ các ion X^- có thể tiếp xúc với nhau, nhưng không thể tiếp xúc với ion M^+ được.

– Vậy, muốn X^- vừa tiếp xúc với nhau, vừa tiếp xúc với M^+ thì kích thước của chúng phải ứng với một tỉ số bán kính thích hợp.

Bằng hình học, có thể xác định được tỉ số giới hạn đó.

Từ hình vẽ trên: BC = AC.cos 45° hay $r_{X^-} = \dfrac{r_{M^+} + r_{X^-}}{\sqrt{2}}$

$$\Rightarrow \frac{r_{M^+}}{r_{X^-}} = \sqrt{2} - 1 = 0{,}414.$$

Tương tự, tính được các tỉ số giới hạn về bán kính cation và anion ứng với các số phối trí khác nhau, ví dụ:

– Sodium chloride có tỉ số bán kính $= \dfrac{0{,}95}{0{,}81} \approx 0{,}54 \approx$ số phối trí 6.

– Caesium chloride có tỉ số bán kính $= \dfrac{1{,}69}{1{,}81} \approx 0{,}934 \approx$ số phối trí 8.

4. Độ bền của hợp chất ion

– Để biết các ion khác dấu hút nhau mạnh, yếu đến mức nào căn cứ vào một đại lượng là *năng lượng phân li* của một cặp ion (năng lượng cần thiết để phân chia chúng thành các ion riêng rẽ – kí hiệu $E_{p.l}$).

Ví dụ: $NaCl_{(r)} \longrightarrow Na^+_{(k)} + Cl^-_{(k)}$ có $E_{p.l}$ = 781 kJ/mol.

781 kJ là năng lượng cần thiết để phân li 1 mol NaCl thành 1 mol Na^+ và 1 mol Cl^-.

Giá trị $E_{p.l}$ càng lớn thì lực hút giữa các ion trong hợp chất ion càng mạnh.

– Năng lượng phân li tỉ lệ thuận với điện tích của các ion và tỉ lệ nghịch với khoảng cách giữa tâm các ion trong tinh thể (rắn):

$E_{p.l} \approx \dfrac{(\delta^+)\cdot(\delta^-)}{d}$ (δ^+, δ^- là điện tích cation và anion, d là khoảng cách).

+ Điện tích các ion càng lớn, chúng hút nhau càng mạnh.

+ Kích thước các ion càng lớn, chúng hút nhau càng yếu.

Ví dụ: kích thước ion $Li^+ < Na^+ < K^+ \Rightarrow E_{p.l}$ (LiCl) > $E_{p.l}$ (NaCl) > $E_{p.l}$ (KCl).

5. Tính chất của hợp chất ion

a) Nhiệt độ nóng chảy

Nhiệt độ nóng chảy của một chất là nhiệt độ ở đó cấu trúc của chất rắn bị phá vỡ. Khi nhiệt độ tăng, chuyển động nhiệt của các ion tăng. Đến nhiệt độ nóng chảy, chuyển động này phá vỡ lực hút giữa các ion.

– Khi điện tích ion bằng nhau thì $E_{p.l}$ phụ thuộc vào d.

Ví dụ: Khoảng cách $d_{(trong\ KCl)} > d_{(trong\ NaCl)} \Rightarrow E_{p.l}$ (KCl) < $E_{p.l}$ (NaCl) ⇒ nhiệt độ nóng chảy của KCl (776 °C) nhỏ hơn của NaCl (801 °C).

Khi điện tích ion khác nhau thì điện tích ion lớn hơn ⇒ $E_{p.l}$ lớn hơn.

Ví dụ: Trong MgO, điện tích của Mg^{2+} và O^{2-} đều gấp đôi điện tích của Na^{+} và Cl^{-}; mặt khác $d_{Mg-O} = 2,12$ Å < $d_{Na-Cl} = 2,83$ Å ⇒ nhiệt độ nóng chảy của MgO cao hơn NaCl. Thực tế, MgO có nhiệt độ nóng chảy rất cao, 2 852 °C, nên MgO được sử dụng làm vật liệu chịu lửa.

b) Sự hoà tan trong nước

– Khi hợp chất ion tan trong nước, lực hút giữa các phân tử nước và các ion trên bề mặt chất rắn đã thắng lực hút giữa các ion trong chất rắn. Vì vậy, lực hút giữa các ion trong chất rắn càng lớn thì hợp chất ion càng khó tan.

– Độ tan trong nước còn phụ thuộc vào kích thước ion. Khi kích thước ion tăng thì lực hút giữa các ion trong chất rắn giảm và độ tan trong nước tăng. Ví dụ: kích thước của $Cl^{-} < Br^{-} < I^{-}$ ⇒ Độ tan trong nước ở 0 °C của KCl (28 g/100 mL) nhỏ hơn của KBr (53,6 g/100 L nhỏ hơn của KI (128 g/mL).

c) Tính dẫn điện

Hợp chất ion khi nóng chảy hay khi hoà tan trong nước phân li thành các ion là các phần tử mang điện tích nên sẽ chuyển động theo hướng khi có điện trường nên nó có tính dẫn điện.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt nêu ý kiến của nhóm trước lớp, sau đó phản biện các nhóm khác về sự tạo thành ion và liên kết ion. Sau đó, GV giúp HS rút ra kết luận.

2. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận kiến thức về tinh thể ion, sau đó GV giúp HS liên hệ thực tiễn để hiểu rõ hơn về tinh thể ion trong thực tế.

3. Trong phần cụ thể, có thể cho HS dựa vào kiến thức về cấu tạo nguyên tử và quy tắc octet để đề xuất cách hình thành ion và liên kết ion trong một số ví dụ và tự giải quyết các vấn đề nêu ra từ ví dụ đó.

Hoạt động 1. SỰ TẠO THÀNH ION

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ.

– HS viết cấu hình electron của các nguyên tử Na, Mg, Al, Cl, F, S, Ne, Ar.

– HS so sánh độ bền cấu hình electron của Na, Mg, Al và F với Ne; S và Cl với Ar.

⇒ Để đạt cấu hình bền vững, các nguyên tử Na, Mg, Al và F, S, Cl cần điều kiện gì?

So sánh điện tích của mỗi nguyên tử với sản phẩm của quá trình ⇒ kết luận về ion.

– Câu hỏi: + Điện tích của mỗi ion là bao nhiêu?

+ Cấu hình elelctron của mỗi ion như thế nào?

– GV giới thiệu thêm một số ion: NH_4^+, SO_4^{2-}, HCO_3^-,... đồng thời hướng dẫn HS rèn luyện năng lực THTN qua hoạt động HS tự nêu thêm các ion mà các em biết.

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố: Sử dụng câu hỏi tương tự các câu hỏi 1, 2, 3 của SGK để luyện tập.

Hoạt động 2. SỰ TẠO THÀNH LIÊN KẾT ION

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ:

– GV đưa ra vấn đề: các ion đã biết có hút nhau không?

– Câu hỏi: ion Na^+, ion Mg^{2+}, ion Cl^-, ion O^{2-}. Những ion nào sẽ hút nhau?

– HS thảo luận: Na^+ hút Cl^-; Mg^{2+} hút Cl^-; Na^+ hút O^{2-}; Mg^{2+} hút O^{2-}.

– Kết luận về liên kết ion.

2. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN và năng lực VDKT bằng phương pháp hoạt động nhóm để HS tự đề xuất sự tạo thành một số ion và sự kết hợp các ion với nhau để tạo thành liên kết ion

Chú ý: Hướng dẫn HS hoạt động nhóm đề xuất một số ion và sự hình thành liên kết theo quy tắc octet (từng nhóm đề xuất), tiến hành thảo luận và GV xác nhận kết quả.

Trong cả hai trường hợp tạo ion và tạo liên kết ion: không nên sử dụng hình vẽ theo kiểu nhiều vòng tròn đồng tâm, vì không đúng với thực tế và mâu thuẫn với mô hình hiện đại về orbital đã trình bày ở chương 1.

3. Để khắc sâu bản chất của liên kết ion, GV hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN: theo phương pháp hoạt động nhóm để:

– Đưa ra một số nguyên tử.

– Dự đoán khả năng tạo thành cation hay anion giữa hai nguyên tử.

– Dự đoán có khả năng tạo thành liên kết ion hay không.

Mỗi nhóm có thể đưa ra đề xuất các ví dụ khác nhau và thảo luận.

4. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi của SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. TINH THỂ ION

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo phương pháp tiên đề:

– Giới thiệu tinh thể sodium chloride (có thể qua tranh, ảnh, mô hình hoặc video).

– Câu hỏi thảo luận: công thức hoá học của sodium chloride có phải là NaCl không?

Chú ý hướng HS đến công thức hoá học của muối ăn (tinh thể sodium chloride gồm nhiều phân tử NaCl) có dạng $(NaCl)_n$.

– Có thể giới thiệu thêm cấu trúc tinh thể của ceasium chloride (CsCl) với HS khá, giỏi.

2. Hướng dẫn HS hoạt động lắp ráp mô hình tinh thể NaCl.

3. Sử dụng một số kiến thức thực tế về tinh thể ion (MgO, KOH, đá quý,...) để hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo phương pháp hoạt động nhóm, nêu và GQVĐ:

– Những hợp chất ion như: NaCl, MgO, Al_2O_3 ở trạng thái nào trong điều kiện thường?

– Nêu tính chất chung của hợp chất ion.

– Chất nào tan và không tan trong nước?

– Khi nào chúng dẫn điện?

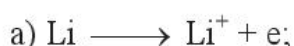
4. Hướng dẫn HS hoạt động về tính dẫn điện của hợp chất ion.

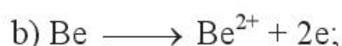
5. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

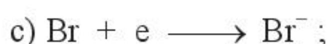
Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu hỏi của SGK để luyện tập.

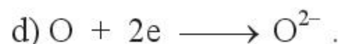
V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Sơ đồ tạo thành các ion sau đây từ các nguyên tử tương ứng:


a) $Li \longrightarrow Li^+ + e$;


b) $Be \longrightarrow Be^{2+} + 2e$;


c) $Br + e \longrightarrow Br^-$;


d) $O + 2e \longrightarrow O^{2-}$.

2. Cấu hình electron của các ion:

K^+ và S^{2-}: $1s^22s^22p^63s^23p^6$ giống cấu hình electron của Ar.

Mg^{2+}: $1s^22s^22p^6$; giống cấu hình electron của Ne.

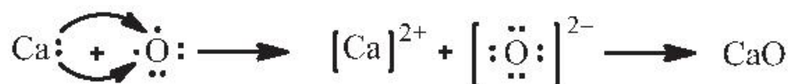
F^-: $1s^22s^22p^6$ giống cấu hình electron của Ne.

3. Một ion O^{2-} kết hợp với hai ion Li^+ để tạo phân tử ion Li_2O trung hoà điện.

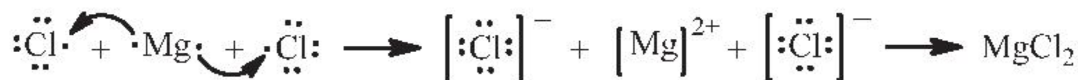
4. Có thể tạo thành liên kết ion từ: Na^+ với Cl^-; Na^+ với O^{2-}; Mg^{2+} với Cl^- và Mg^{2+} với O^{2-} tạo thành các hợp chất ion: NaCl, Na_2O, $MgCl_2$ và MgO.

5. Sơ đồ biểu diễn sự hình thành liên kết ion:

Calcium oxide



Magnesium chloride



6. a) Muối ăn có nhiệt độ nóng chảy cao (801 °C) vì NaCl là hợp chất ion.

b) Hợp chất ion dẫn điện khi tan trong nước hoặc khi nóng chảy, do các ion bị tách khỏi mạng lưới tinh thể, chuyển động khá tự do, sẽ là tác nhân dẫn điện.

VI GỢI Ý KIỂM TRA ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH và năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "phát biểu", "trình bày", "nêu được",... khái niệm của sự hình thành liên kết ion và cấu tạo của tinh thể.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "đề xuất", "dự đoán",... dùng các ví dụ về nguyên tử và ion để dự đoán hay đề xuất sự hình thành ion và liên kết ion.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

Bài 12. LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm và lấy được ví dụ về liên kết cộng hoá trị (liên kết đơn, đôi, ba) khi áp dụng quy tắc octet.

– Viết được công thức Lewis của một số chất đơn giản.

– Trình bày được khái niệm về liên kết cho – nhận.

– Phân biệt được các loại liên kết (liên kết cộng hoá trị không phân cực, phân cực, liên kết ion) dựa theo độ âm điện.

– Giải thích được sự hình thành liên kết σ và liên kết π qua sự xen phủ AO.

– Trình bày được khái niệm năng lượng liên kết (cộng hoá trị).

– Lắp ráp được mô hình một số phân tử có liên kết cộng hoá trị.

II CHUẨN BỊ

– Một số tư liệu về: tính chất của hợp chất cộng hoá trị, sự xen phủ orbital nguyên tử (SGV, Internet,…).

– Tranh ảnh và các video liên quan đến liên kết cộng hoá trị và sự xen phủ orbital nguyên tử.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Liên kết cộng hoá trị theo thuyết Lewis và theo cơ học lượng tử

a) Thuyết Lewis (thuyết cặp electron)

Thuyết liên kết cộng hoá trị do Gilbert Newton Lewis (người Mỹ) đề xuất năm 1916, gần như cùng thời gian với công trình của Walther Kossel (người Đức) về liên kết ion và quy tắc octet. Lewis cũng như Kossel cho rằng trong sự hình thành liên kết hoá học, các nguyên tử có xu hướng sắp xếp lại lớp vỏ electron ngoài cùng sao cho đạt được cấu hình electron bền vững của khí hiếm.

Để đạt tới cấu hình electron của khí hiếm có thể thực hiện bằng hai cách:

– Chuyển hẳn một hay nhiều electron từ nguyên tử này sang nguyên tử còn lại để các nguyên tử tạo thành các ion tích điện trái dấu hút nhau bằng lực hút tĩnh điện (Thuyết liên kết ion của Kossel).

– Dùng chung một hay nhiều cặp electron từ cả hai nguyên tử tương tác. Liên kết theo kiểu này là liên kết cộng hoá trị.

Sau này còn biết có những trường hợp liên kết bằng sự dùng chung một hay ba electron.

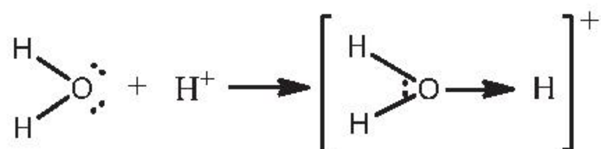
Ví dụ 1: Ion phân tử hydrogen H_2^+ $[H{\cdot}H]^+$, hai hạt nhân H liên kết với nhau bằng 1 electron.

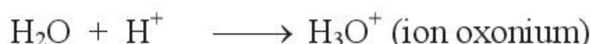
Ví dụ 2: Ion phân tử helium He_2^+ $[He\vdots He]_2^+$, hai hạt nhân He liên kết với nhau bằng 3 electron.

Ví dụ 3: Liên kết giữa những nguyên tử C trong một số hợp chất hữu cơ thơm.

Ngoài ra, còn có kiểu liên kết cộng hoá trị đặc biệt trong đó cặp electron chung không phải do mỗi nguyên tử tương tác góp lại mà do một trong hai nguyên tử tương tác cung cấp. Nguyên tử cung cấp cặp electron chung gọi là nguyên tử cho, nguyên tử còn lại gọi là nguyên tử nhận. Đó là liên kết cho – nhận.

Ví dụ:




$H_2O + H^+ \longrightarrow H_3O^+$ (ion oxonium)

Thuyết Lewis là một thuyết định tính, nó không có khả năng tính được những đặc trưng định lượng của liên kết như: năng lượng liên kết, độ dài liên kết,... Nó không giải thích được vì sao sự dùng cặp electron góp chung làm cho liên kết cộng hoá trị bền vững. Những hạn chế này được giải quyết nhờ cơ học lượng tử. Cơ học lượng tử làm sáng tỏ bản chất của liên kết cộng hoá trị và xác nhận nội dung cơ bản của thuyết Lewis là có sự tập trung electron giữa hai nguyên tử liên kết.

Như vậy, thuyết Lewis chỉ là một giai đoạn trong sự phát triển lí thuyết về cấu tạo phân tử. Nó cho phép giải thích về mặt hiện tượng nhiều trường hợp thông thường của cấu tạo phân tử. Khi trình bày theo thuyết Lewis, giữ lại phần hình thức và chấp nhận trong tương tác hoá học các nguyên tử có xu hướng đạt tới cấu hình octet bằng cách góp chung các electron.

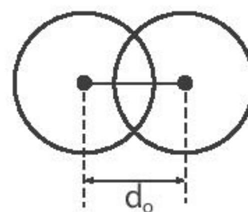
b) Liên kết cộng hoá trị theo cơ học lượng tử

Sau công trình của W. Heisenberg về nguyên tử helium (1926), và công trình của Walter Heitler, Fritz London về phân tử hydrogen (1927), hoá học lượng tử đã phát triển nhanh chóng. Theo đó, đối với nguyên tử hydrogen ở trạng thái cơ bản (1s), xác suất lớn nhất tìm thấy electron là khoảng không gian giới hạn bởi một quả cầu bán kính xấp xỉ 53 pm (tức là đám mây electron 1s có đối xứng cầu). Không chỉ riêng electron 1s của nguyên tử hydrogen mà đám mây electron s của mọi lớp vỏ electron ở bất kì nguyên tử nào cũng đều có dạng đối xứng cầu.

Giả thiết, hai nguyên tử hydrogen độc lập tiến lại gần nhau và khảo sát thế năng tương tác của chúng theo khoảng cách d giữa hai hạt nhân nguyên tử, Walter Heitler và Fritz London thấy có hai kết quả khác nhau:

– Trường hợp electron của mỗi nguyên tử H có spin cùng dấu (spin song song) thì hai nguyên tử H chỉ có thể đẩy nhau khi tiến lại gần nhau, sự đẩy này tăng liên tục khi khoảng cách giảm dần. Như vậy, hai nguyên tử H có cùng dấu spin không tạo thành phân tử H_2.

– Trường hợp electron của mỗi nguyên tử H có spin trái dấu (spin đối song) thì hệ hai nguyên tử hydrogen có dự trữ thế năng nhỏ nhất ở khoảng cách cân bằng d_o giữa hai proton.



Ở khoảng cách đó, hai nguyên tử H hút nhau mạnh nhất và hình thành phân tử H_2 bền nhất. Khi đó, những đám mây electron (hay gọi là orbital) của hai nguyên tử H xen phủ vào nhau một phần. Phần xen phủ có mật độ điện tích âm lớn tập trung ở giữa hai proton có tác dụng giảm bớt sức đẩy giữa hai proton đồng thời làm tăng sức hút của nó với mỗi proton.

Trong liên kết cộng hoá trị, cặp electron chung phải có spin ngược dấu thì các orbital mới xen phủ vào nhau và liên kết mới hình thành. Phương pháp của Heitler – London cho kết quả: khoảng cách giữa hai hạt nhân d_o = 0,74 Å và năng lượng liên kết giữa chúng E_b = 432,4 kJ/mol.

Về sau, phương pháp Heitler – London được các nhà khoa học John Clarke Slater, John H. Van Vleck và nhất là Linus Carl Pauling phát triển và được gọi là thuyết liên kết hoá trị (Valence bond viết tắt là VB).

2. Tính chất của liên kết cộng hoá trị

a) Bậc của liên kết

Bậc của liên kết cộng hoá trị là số cặp electron góp chung bởi hai nguyên tử trong một phân tử.

Bậc 1 (hay còn gọi là liên kết đơn):

Liên kết có bậc 1: chỉ có một liên kết cộng hoá trị giữa hai nguyên tử.

Ví dụ: H—H; Cl—Cl; H—Cl; H—O—H; H—N—H ;...
(với N liên kết thêm một nguyên tử H ở phía dưới)

Bậc 2 (hay còn gọi là liên kết đôi):

Liên kết có bậc 2: khi có hai liên kết cộng hoá trị giữa hai nguyên tử.

Nguyên tử C (Z = 6) có cấu hình electron lớp ngoài cùng là $2s^22p^2$ (4 electron hoá trị), mỗi nguyên tử carbon cần thêm 4 electron để đạt cấu hình theo quy tắc bát tử.

Nguyên tử O (Z = 8) có cấu hình electron lớp ngoài cùng là $2s^22p^4$ (6 electron hoá trị), mỗi nguyên tử oxygen cần thêm 2 electron để đạt cấu hình theo quy tắc bát tử.

Trong phân tử CO_2, nguyên tử C nằm giữa 2 nguyên tử O và góp chung với mỗi nguyên tử O hai electron, mỗi nguyên tử O góp chung với nguyên tử C hai electron tạo ra 2 liên kết đôi.



***Hình 12.1.** Sơ đồ sự tạo thành phân tử CO_2*

Khi đó, trong phân tử CO_2 mỗi nguyên tử C hay O đều có 8 electron ở lớp ngoài cùng, thoả mãn quy tắc bát tử.

Độ âm điện của oxygen (3,44) lớn hơn so với C (2,55) nên cặp electron chung lệch về phía oxygen. Liên kết giữa nguyên tử oxygen và cacbon bị phân cực. Nhưng phân tử CO_2 có cấu tạo thẳng (góc liên kết 180^o) nên độ phân cực của hai liên kết đôi (C=O) ngược chiều nhau triệt tiêu nhau, vì vậy phân tử CO_2 không bị phân cực.

Bậc 3 (hay còn gọi là liên kết ba):

Liên kết có bậc 3: khi có ba liên kết cộng hoá trị giữa hai nguyên tử.

Nguyên tử N (Z = 7) có cấu hình electron lớp ngoài cùng là $2s^22p^3$ (5 electron hoá trị), hai nguyên tử N liên kết với nhau bằng cách mỗi nguyên tử N góp 3 electron tạo thành ba cặp electron chung trong phân tử N_2. Khi đó, trong phân tử N_2, mỗi nguyên tử có 8 electron, thoả mãn quy tắc bát tử:



Hình 12.2. *Sơ đồ sự tạo thành phân tử N_2*

Phân tử N_2 tạo bởi hai nguyên tử của cùng một nguyên tố (có cùng độ âm điện), nên các cặp electron chung không bị hút lệch về phía nguyên tử nào, *liên kết cộng hoá trị không cực*.

Liên kết ba này rất bền nên ở nhiệt độ thường, khí nitrogen rất kém hoạt động hoá học.

b) Độ dài liên kết

Độ dài liên kết là khoảng cách giữa các hạt nhân của hai nguyên tử liên kết với nhau.

Độ dài liên kết chủ yếu do kích thước nguyên tử quyết định.

Ví dụ: Kích thước nguyên tử N < C < P $\Rightarrow$ độ dài liên kết: C—N < C—C < C—P .

Độ dài liên kết còn phụ thuộc vào bậc liên kết, bậc liên kết càng cao thì độ dài liên kết càng ngắn.

Ví dụ: Độ dài liên kết C—C > C═C > C≡C. Số liệu cụ thể được biểu thị trong bảng sau:

Liên kết	C—O	C═O	C≡O
Độ dài liên kết (pm)	143	122	113

c) Năng lượng liên kết (kí hiệu E_b)

Năng lượng liên kết (kJ/mol) là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết hoá học cụ thể thành nguyên tử ở thể khí.

Ví dụ: HCl $\longrightarrow$ H + Cl $\quad E_b = +428$ kJ/mol

428 kJ/mol là năng lượng cần cung cấp để phá vỡ liên kết H—Cl.

Ngược lại, H + Cl $\longrightarrow$ HCl $\quad E = -428$ kJ/mol

–428 kJ/mol là năng lượng toả ra khi hình thành một liên kết hoá học từ những nguyên tử cô lập.

Năng lượng liên kết có trị số bằng năng lượng hình thành liên kết nhưng ngược dấu.

Quá trình phá vỡ liên kết thu nhiệt, còn quá trình tạo thành liên kết toả nhiệt.

Đối với những phân tử nhiều nguyên tử kiểu XY_n (trong đó chỉ có liên kết X—Y), năng lượng trung bình của liên kết X—Y có giá trị tuyệt đối bằng $\frac{1}{n}$ năng lượng tạo thành phân tử đó từ các nguyên tử ở trạng thái khí.

Ví dụ: Năng lượng tạo thành của quá trình C + 4H $\longrightarrow$ CH_4 là –1659 kJ/mol. Năng lượng trung bình của mỗi liên kết C—H trong CH_4 là $E_{C-H} = \frac{1659}{4} = 414$ kJ/mol.

Nếu lần lượt làm đứt từng liên kết của phân tử XY_n thì quá trình đó làm biến đổi từng phần (cấu hình electron, hình dạng,...) của phân tử nên làm biến đổi năng lượng tương tác của các nguyên tử trong phân tử. Ví dụ: trong phân tử CH_4 các góc liên kết $\widehat{HCH}$ đều là 109,5° (tứ diện); khi tách ra một nguyên tử H sẽ trở thành nhóm CH_3 có các góc liên kết $\widehat{HCH}$ đều là 120° (tam giác phẳng); đó là lí do năng lượng cần để làm đứt từng liên kết trong phân tử khác nhau.

Thực nghiệm cho biết: năng lượng cần làm đứt từng liên kết C—H trong CH_4 lần lượt bằng 426, 367, 517 và 334 kJ/mol.

Năng lượng liên kết đặc trưng cho độ bền của liên kết (E_b càng lớn ⇒ liên kết càng bền). Ví dụ:

Liên kết	H—H	H—Cl	Cl—Cl
Năng lượng liên kết (kJ/mol)	436	432	243
Độ bền liên kết	H—H > H—Cl > Cl—Cl		

– Bậc liên kết và độ dài liên kết cũng ảnh hưởng đến năng lượng liên kết. Bảng sau đây thống kê mối liên hệ giữa bậc liên kết, độ dài liên kết và năng lượng liên kết của một số liên kết:

Liên kết trong phân tử	Bậc liên kết	Độ dài liên kết (pm)	E_b (kJ/mol)
Br—Br (Br_2)	1	228	193
H—Br (HBr)	1	141	366
O=O (O_2)	2	1 207	494
C=C (C_2H_4)	2	134	612
C≡C (C_2H_2)	3	120	839
N≡N (N_2)	3	1 094	945

Bậc liên kết càng cao, độ dài liên kết càng ngắn, năng lượng liên kết càng lớn, liên kết càng bền.

– Về mặt định tính: Biết năng lượng liên kết có thể hiểu được vì sao phản ứng toả nhiệt và phản ứng thu nhiệt, qua đó sử dụng biện pháp lựa chọn nhiệt độ thích hợp.

Ví dụ: khi đốt than, dầu, xăng,... phản ứng xảy ra toả nhiệt, nên tận dụng nhiệt lượng đó; khi nung đá vôi để sản xuất vôi sống,... phản ứng xảy ra thu nhiệt nên phải cung cấp năng lượng cho phản ứng.

– Về mặt định lượng: Biết năng lượng liên kết có thể tính được lượng nhiệt toả ra hay thu vào của phản ứng, qua đó tiết kiệm được năng lượng.

3. Dạng hình học của một số phân tử đơn giản

Dạng hình học của phân tử có ảnh hưởng lớn đến tính chất của các chất. Ví dụ: phân tử nước (H_2O) có dạng góc nên là phân tử có cực, vì thế nước dễ hoà tan các muối mà khó hoà tan dầu, mỡ,...

a) Thực nghiệm đã xác định được dạng hình học của đa số phân tử các chất đã biết

– Các phân tử hai nguyên tử có cấu trúc thẳng như H—Cl, O═O,...

– Các phân tử ba nguyên tử:

+ Có thể có cấu trúc thẳng như O═C═O; Cl—Be—Cl,...

+ Có thể có cấu trúc gấp khúc (hoặc chữ V) như H_2O, SO_2,...

– Các phân tử bốn nguyên tử:

+ Có thể có cấu trúc tam giác phẳng như BCl_3,...

+ Có thể có cấu trúc hình tháp tam giác như NH_3,...

– Các phân tử năm nguyên tử có thể có cấu trúc tứ diện như CH_4, CCl_4,...

b) Giải thích dạng hình học của các phân tử

Trong các phân tử cộng hoá trị, các electron hoá trị thuộc các cặp electron liên kết và không liên kết. Trong phân tử, mỗi cặp electron liên kết và không liên kết chiếm một khoảng không gian xung quanh nguyên tử trung tâm (khu vực đó tích điện âm). Do cùng dấu điện tích nên các cặp electron liên kết và không liên kết đẩy nhau đến mức xa nhau nhất có thể (góc liên kết lớn nhất có thể). Do mật độ electron lớn hơn nên các cặp electron không liên kết đẩy mạnh hơn các cặp electron liên kết.

4. Sự phân cực của liên kết hoá học và của phân tử

Dựa vào độ âm điện có thể phân ra liên kết cộng hoá trị không phân cực, liên kết cộng hoá trị phân cực và liên kết ion. Ví dụ:

Cl : Cl	H :Cl	Na^+Cl^-
Liên kết cộng hoá trị không phân cực	*Liên kết cộng hoá trị phân cực*	*Liên kết ion*

Có thể coi liên kết cộng hoá trị phân cực là dạng chuyển tiếp giữa liên kết cộng hoá trị không phân cực và liên kết ion.

Không có ranh giới rõ rệt giữa liên kết cộng hoá trị và liên kết ion. Trong liên kết cộng hoá trị phân cực đã có một phần tính chất ion và ngược lại, những hợp chất có liên kết ion khi các ion hút nhau mạnh (đặc biệt đối với các cation có kích thước nhỏ như Li^+ hay có điện tích lớn như Al^{3+}) thì trong liên kết ion đã có một phần tính chất cộng hoá trị. Thực tế, các phân tử đơn chất có liên kết cộng hoá trị thuần tuý (không có cực) và các phân tử hợp chất có liên kết ion thuần tuý không có nhiều lắm, còn đa số là các chất có liên kết cộng hoá trị phân cực.

Cần chú ý phân biệt sự phân cực của liên kết với sự phân cực của phân tử:

Đối với phân tử 2 nguyên tử: nếu liên kết giữa hai nguyên tử bằng liên kết phân cực thì phân tử có momen (μ) lưỡng cực bằng moment lưỡng cực của liên kết.

Ví dụ: HCl, HI,... có $\mu_{\text{phân tử}} = \mu_{\text{liên kết}}$

Đối với phân tử có từ ba nguyên tử trở lên: sự phân cực của phân tử còn phụ thuộc độ phân cực của từng liên kết và sự phân bố không gian của các liên kết đó.

– Khi các liên kết đều phân cực với độ phân cực như nhau, nhưng hướng của các liên kết khác chiều nhau dẫn đến phân tử phân cực.

Ví dụ: Phân tử H_2O, các liên kết O—H đều phân cực về phía nguyên tử O (μ_{O-H} = 1,58 D), nhưng tạo với nhau một góc 104,5° và hướng của hai liên kết về các phía khác nhau nên phân tử H_2O phân cực (moment lưỡng cực của phân tử là 1,84 D). Tương tự, các phân tử có góc như SO_2 (μ = 1,61 D), NO_2 (μ = 0,29 D), O_3 (μ = 0,52 D),... là những phân tử phân cực.

– Khi các liên kết đều phân cực có độ phân cực như nhau, nhưng hướng của các liên kết ngược chiều nhau, moment lưỡng cực triệt tiêu nhau dẫn đến phân tử không phân cực.

Ví dụ: Phân tử CO_2, các liên kết C=O đều phân cực về phía nguyên tử O ($\mu_{C=O}$ = 2,7 D), nhưng phân tử CO_2 có cấu trúc thẳng nên hướng của hai liên kết ngược chiều nhau, moment lưỡng cực triệt tiêu nhau dẫn đến phân tử CO_2 không phân cực. Tương tự, phân tử CH_4 có các liên kết C—H đều phân cực nhưng phân tử CH_4 có cấu trúc tứ diện đều nên hướng của bốn liên kết ngược chiều nhau, moment lưỡng cực triệt tiêu nhau dẫn đến phân tử CH_4 không phân cực.

5. Sự khác nhau giữa liên kết cộng hoá trị và liên kết ion

Ngoài sự khác nhau về sự phân cực của liên kết đặc trưng bằng moment lưỡng cực đã nêu ở phần trên, còn có sự khác nhau về một số điểm sau:

a) Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và thăng hoa

Trong điều kiện thường, những chất cộng hoá trị là các chất khí hoặc chất lỏng hoặc chất rắn dễ bay hơi, còn hợp chất ion thường là các chất rắn khó bay hơi.

Ở trạng thái rắn, hợp chất ion có xu hướng hình thành những mạng lưới tinh thể ion. Trong tinh thể ion không có những phân tử ion độc lập, tinh thể được hình thành từ những ion phân bố đều đặn ở các nút của mạng lưới tinh thể. Mỗi ion được liên kết với tất cả các ion ngược dấu gần nó nhất với độ bền như nhau.

Ví dụ: Trong tinh thể NaCl, mỗi ion Na^+ hình thành các liên kết ion có độ bền giống nhau với 6 ion Cl^- bao quanh nó và gần nó nhất, ngược lại mỗi ion Cl^- hình thành các liên kết ion có độ bền giống nhau với 6 ion Na^+ bao quanh nó và gần nó nhất. Kết quả là toàn bộ tinh thể ion được giữ vững bằng những lực tĩnh điện khá mạnh. Chính vì thế mà các hợp chất ion thường khó bay hơi, có nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi cao.

Ở trạng thái rắn, hợp chất cộng hoá trị có xu hướng hình thành những mạng lưới tinh thể phân tử, cấu tạo bởi những phân tử riêng rẽ, phân bố ở các nút của mạng lưới. Liên kết giữa những nguyên tử trong từng phân tử là liên kết cộng hoá trị bền vững, những phân tử này chỉ liên kết với phân tử khác trong tinh thể bằng tương tác van der Waals tương đối yếu. Do đó, những chất cộng hoá trị thường có nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi và nhiệt độ thăng hoa tương đối thấp.

Ví dụ: Thực nghiệm cho thấy NaCl sôi ở 1 442 °C còn $AlCl_3$ sôi ở 183 °C. Nhiệt độ sôi thấp là một trong những dấu hiệu chứng tỏ $AlCl_3$ là một hợp chất cộng hoá trị chứ không phải là hợp chất ion. Nhiệt độ nóng chảy của NaCl là 801 °C, còn nhiệt độ nóng chảy của nước đá (tinh thể phân tử) là 0°C.

Năng lượng thăng hoa (chuyển một chất từ trạng thái rắn thẳng sang trạng thái hơi) của các tinh thể cộng hoá trị chỉ xấp xỉ bằng 41,9 kJ/mol hoặc nhỏ hơn, còn đối với hợp chất ion đều cao hơn nhiều (NaCl ở 1 400 °C là 251,4 kJ/mol).

b) Tính bão hoà

Một trong những đặc điểm quan trọng nhất của liên kết cộng hoá trị là tính bão hoà, nghĩa là những nguyên tử đã liên kết cộng hoá trị với nhau trong một phân tử và nếu có hoá trị đã bão hoà thì không liên kết thêm với những nguyên tử của phân tử khác.

c) Tính hoà tan và tính dẫn điện

Một trong những đặc trưng của hợp chất ion là tính dẫn điện ở trạng thái lỏng (nóng chảy) hoặc tan trong dung môi thích hợp. Trái lại, những chất cộng hoá trị thuần tuý không dẫn điện, chúng thường không tan trong nước và nếu có tan thì dung dịch không chứa ion nên cũng không dẫn điện. Một số hợp chất cộng hoá trị phân cực mạnh khi tan trong nước thì có thể dẫn điện. Ví dụ: dung dịch HCl,...

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK về liên kết cộng hoá trị được hình thành bởi cặp electron góp chung giữa hai nguyên tử, tính chất của hợp chất cộng hoá trị và độ âm điện với liên kết hoá học, thảo luận trong nhóm và lần lượt nêu ý kiến của nhóm trước lớp, sau đó phản biện của các nhóm khác và đề xuất các hiện tượng thực tế có liên quan. Cuối cùng GV giúp HS rút ra kết luận chung.

2. Sử dụng phương pháp tiên đề: HS thừa nhận sự xen phủ orbital nguyên tử để tạo liên kết cộng hoá trị và năng lượng liên kết cộng hoá trị rồi căn cứ vào đó để suy ra một số kết quả khác.

3. Trong một số phần cụ thể, có thể cho HS giải quyết những câu hỏi đơn giản (xác định loại liên kết ion hay cộng hoá trị dựa vào độ âm điện) và thực hành viết công thức Lewis.

Hoạt động 1. SỰ TẠO THÀNH LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

1. Đưa ra hai nguyên tử phi kim (do HS chọn), yêu cầu HS viết cấu hình electron, xác định số elctron hoá trị và nêu xu hướng nhường, nhận electron.

2. GV sử dụng phương pháp hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT và năng lực NTHH:

– Hai nguyên tử Cl hoặc nguyên tử H và Cl liên kết với nhau như thế nào để thoả mãn quy tắc octet? HS viết công thức Lewis.

– GV sử dụng phương pháp tiên đề để giới thiệu khái niệm liên kết cho – nhận:

Yêu cầu HS viết công thức electron cho ion NH_4^+. Chỉ rõ trong phân tử NH_3 số electron xung quanh nguyên tử N còn một cặp electron chưa liên kết và ion H là một orbital trống. Để thoả mãn quy tắc octet thì làm như thế nào?

3. Đối với các nguyên tử góp chung nhiều electron thì biểu diễn liên kết theo công thức Lewis như thế nào (GV gợi ý các phân tử O_2, N_2, CO_2, C_2H_4, C_2H_2,...)? Từ đó hướng dẫn HS biểu diễn các liên kết đôi và ba.

GV hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách GV hướng dẫn, HS so sánh và rút ra nhận xét.

4. Hướng dẫn HS hoạt động lắp ráp mô hình rỗng của một số phân tử.

5. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng hoạt động củng cố: sử dụng các câu hỏi tương tự câu hỏi 1, 2 SGK để luyện tập.

Hoạt động 2. ĐỘ ÂM ĐIỆN VÀ LIÊN KẾT HOÁ HỌC

1. Sử dụng phương pháp hợp tác nhóm để rèn luyện năng lực GTHT và năng lực NTHH hình thành kiến thức về độ âm điện và liên kết hoá học.

– Đưa ra các phân tử: CH_4, HBr, HCl, HF và các trị số độ âm điện I(2,66); Cl(3,16); Br(2,96); F(3,98); H(2,20). Yêu cầu HS tính hiệu độ âm điện giữa các nguyên tử trong mỗi phân tử.

Liên kết	H—C	H—Br	H—Cl	H—F
Độ âm điện	2,2 – 2,55	2,2 – 2,96	2,2 – 3,16	2,2 – 3,98
Hiệu độ âm điện	0,35	0,76	0,96	1,78

Độ phân cực liên kết H — X tăng theo chiều hiệu độ âm điện tăng

– Hướng dẫn HS tìm hiểu về mối quan hệ giữa hiệu độ âm điện với liên kết hoá học:

Hiệu độ âm điện	< 0,4	= 0,4 ⟶ < 1,7	≥ 1,7
Loại liên kết	Liên kết cộng hoá trị không phân cực	Liên kết cộng hoá trị phân cực	Liên kết ion

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ bằng hoạt động củng cố: sử dụng các câu hỏi tương tự câu 4, 5 SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. TÍNH CHẤT CỦA CÁC CHẤT CÓ LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng phương pháp đàm thoại, gợi mở và hoạt động nhóm thông qua các hiện tượng thực tế:

– Kể tên một số hợp chất cộng hoá trị. Chúng ở trạng thái rắn, lỏng hay khí? Các trạng thái này có liên quan gì đến khối lượng phân tử mỗi chất?

– Nước đá có dễ nóng chảy không? Khi đun nóng thì đường dễ hay khó nóng chảy? GV giải thích bởi lực liên kết phân tử yếu (điểm này là tính bão hoà của liên kết cộng hoá trị, những nguyên tử đã liên kết cộng hoá trị với nhau trong phân tử và đã bão hoà electron hoá trị thì sẽ không liên kết thêm với những nguyên tử của phân tử khác).

– Vì sao ethanol và đường có thể tan trong nước, còn xăng và dầu hoả thì khó tan?

– Dung dịch HCl có thể dẫn điện, nhưng dầu hoả và xăng không dẫn điện?

2. GV hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố: sử dụng các câu hỏi tương tự câu hỏi 3 SGK để luyện tập.

Hoạt động 4. MÔ TẢ LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ BẰNG SỰ XEN PHỦ CÁC ORBITAL NGUYÊN TỬ

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo phương pháp tiên đề:

– Giới thiệu sự xen phủ orbital tạo liên kết σ (bằng tranh, ảnh hoặc video):

+ Xen phủ s – s .

+ Xen phủ s – p (theo trục liên kết).

+ Xen phủ p – p (theo trục liên kết).

– Giới thiệu sự xen phủ orbital tạo liên kết π (bằng tranh, ảnh hoặc video):

– Xen phủ p – p (xen phủ bên) .

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực GQVĐ và năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

– Phân biệt sự khác nhau giữa xen phủ trục và xen phủ bên, giữa liên kết σ và liên kết π.

– Xác định sự xen phủ trục hay xen phủ bên ở một số liên kết (ví dụ: F — F; O = O;...).

– Tính số liên kết σ và π có trong một số phân tử (ví dụ: N_2; O_2, C_2H_2;...).

Hoạt động 5. NĂNG LƯỢNG LIÊN KẾT CỘNG HOÁ TRỊ

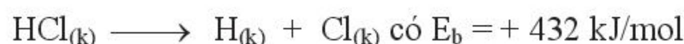
1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo phương pháp tiên đề:

– Giới thiệu khái niệm *năng lượng liên kết*:

+ Có thể lấy ví dụ khác (như E_b của HBr bằng 366 kJ/mol).

+ Giải thích kí hiệu E_b: viết tắt từ tiếng Anh "bond" là liên kết.

+ Chú ý "dấu +" của năng lượng liên kết biểu thị năng lượng cần cung cấp. Khi đổi dấu thì năng lượng được toả ra, đó là năng lượng của quá trình theo chiều ngược lại.



$$HCl_{(k)} \longrightarrow H_{(k)} + Cl_{(k)} \text{ có } E_b = +432 \text{ kJ/mol}$$

Quá trình ngược lại: $H_{(k)} + Cl_{(k)} \longrightarrow HCl_{(k)}$ có E = –432 kJ/mol

2. Hướng dẫn HS rèn luyện năng lực VDKT và năng lực THTN bằng hoạt động củng cố:

– Năng lượng liên kết cho biết điều gì? Hướng dẫn HS đề xuất ví dụ.

– Năng lượng liên kết liên quan đến độ bền liên kết như thế nào? HS đề xuất ví dụ.

– So sánh độ bền của liên kết dựa vào bảng 12.2.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Công thức electron, công thức cấu tạo và công thức Lewis:

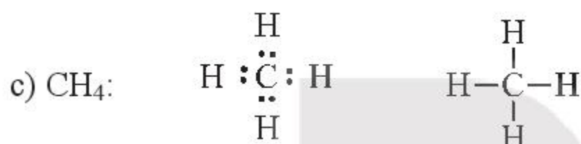
a) Br_2:



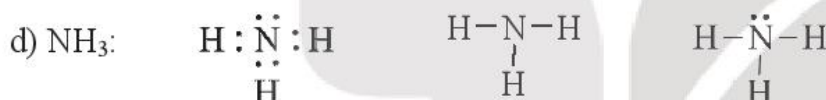
b) H_2S:



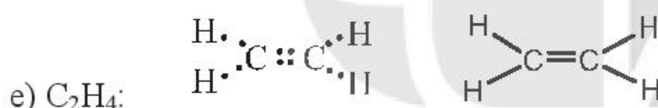
c) CH_4:



d) NH_3:



e) C_2H_4:



g) C_2H_2:



2. Phân tử có liên kết cộng hoá trị không phân cực: O_2, H_2.

Phân tử có liên kết cộng hoá trị phân cực: HBr, NH_3, $AlCl_3$.

Phân tử có liên kết ion: $MgCl_2$.

3. Liên kết σ tạo bởi sự xen phủ theo trục liên kết của các orbital;

Liên kết π tạo bởi sự xen phủ bên của các orbital.

4. Đáp án D.

Phân tử C_2H_4 có 4 liên kết σ (C—H) + 1 liên kết σ (C—C) và 1 liên kết π (C=C).

5. Năng lượng liên kết là năng lượng cần thiết để phá vỡ một liên kết hoá học trong phân tử ở thể khí thành các nguyên tử ở thể khí (tính ra kJ/mol).

Năng lượng liên kết của phân tử Cl_2 là +243 kJ/mol cho biết để phá vỡ 1 mol phân tử Cl_2 ở thể khí thành các nguyên tử Cl ở thể khí theo quá trình $Cl_{2(k)} \longrightarrow 2Cl_{(k)}$ cần cung cấp một nhiệt lượng là 243 kJ. Suy ra: quá trình $2Cl_{(k)} \longrightarrow Cl_{2(k)}$ có năng lượng –243 kJ/mol là toả nhiệt.

6. Đáp án C. Năng lượng liên kết đặc trưng cho độ bền của liên kết (E_b càng lớn thì liên kết càng bền và phân tử càng khó bị phân huỷ).

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày"; "mô tả", "chọn phương án đúng" về khái niệm liên kết cộng hoá trị, khái niệm liên kết cho – nhận, khái niệm năng lượng liên kết.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "phân biệt được"; "viết được", "giải thích được" về các loại liên kết, công thức Lewis, sự hình thành các liên kết σ và π qua sự xen phủ orbital.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về các loại liên kết cộng hoá trị và năng lượng liên kết (kèm theo sự giải thích).

Bài 13. LIÊN KẾT HYDROGEN VÀ TƯƠNG TÁC VAN DER WAALS

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm liên kết hydrogen. Vận dụng để giải thích sự xuất hiện liên kết hydrogen (với nguyên tố có độ âm điện lớn: N, O, F).

– Nêu được vai trò, ảnh hưởng của liên kết hydrogen tới tính chất vật lí của nước.

– Nêu được khái niệm về tương tác van der Waals và ảnh hưởng của tương tác này tới nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất.

II CHUẨN BỊ

Tranh, ảnh và các video liên quan đến ảnh hưởng của liên kết hydrogen và lực tương tác van der Waals đến nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của một số chất trong thực tế.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Lực giữa các phân tử và nguyên tử trung hoà

Lí thuyết về liên kết ion và liên kết cộng hoá trị giải thích được cấu tạo phân tử của nhiều chất ở thể rắn, lỏng và khí, nhưng không giải thích được:

– Những phân tử trung hoà như H_2, O_2, N_2, CH_4,... có thể tồn tại ở các trạng thái rắn, lỏng; mặc dù trong các phân tử đó, các electron hoá trị đã được sử dụng hết để tạo liên kết giữa các nguyên tử trong phân tử nên không thể liên kết với các nguyên tử của phân tử khác.

– Nguyên tử khí hiếm có lớp vỏ electron bền vững không thể tham gia vào các liên kết hoá học nêu trên, nhưng ở nhiệt độ rất thấp (gần độ không tuyệt đối) khí hiếm có thể hoá lỏng, hoá rắn và các quá trình này toả ra năng lượng.

Vậy, những lực nào đã hút các phân tử trung hoà cũng như các nguyên tử khí hiếm?

Những lực hút giữa các nguyên tử và phân tử trung hoà đó được gọi chung là lực giữa các phân tử hay tương tác van der Waals (nhà vật lí người Hà Lan, là người đầu tiên phát hiện ra những lực này).

GV lưu ý HS:

– Liên kết ion và liên kết cộng hoá trị là liên kết giữa các nguyên tử trong một phân tử.

– Liên kết hydrogen và tương tác van der Waals là liên kết giữa các nguyên tử, phân tử trung hoà.

Tương tác van der Waals và liên kết hydrogen cũng có bản chất điện nhưng có một số điểm khác với lực liên kết trong phân tử là được thực hiện ở những khoảng cách tương đối lớn, không bão hoà và có năng lượng nhỏ. Ví dụ: nhiệt thăng hoa của Cl_2 là ~20 kJ/mol, còn năng lượng liên kết Cl—Cl là 243 kJ/mol. Rõ ràng lực hút giữa phân tử Cl_2 này với phân tử Cl_2 khác nhỏ hơn nhiều so với lực liên kết cộng hoá trị giữa hai nguyên tử Cl trong phân tử.

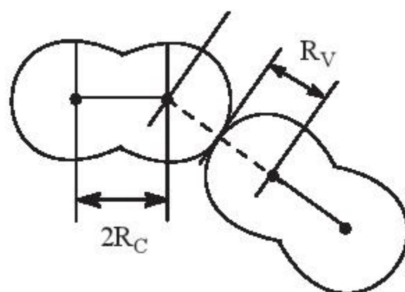
Lực tương tác van der Waals bao gồm ba tương tác thành phần:

Tương tác định hướng: Khi các phân tử phân cực đến gần nhau, tương tác tĩnh điện giữa các cực trái dấu sẽ hút nhau. Tương tác này càng lớn khi moment lưỡng cực (μ) của phân tử càng lớn. Ví dụ: tương tác định hướng trong trường hợp H_2O và HCl lớn hơn so với CO vì moment lưỡng cực của H_2O và HCl lớn hơn nhiều so với CO.

Tương tác cảm ứng: Lưỡng cực cảm ứng sinh ra bởi phân tử có cực đã cực hoá các phân tử không cực xung quanh nó. Tương tác này càng lớn khi moment lưỡng cực (μ) của phân tử có cực càng lớn.

Tương tác khuếch tán: Tương tác xuất hiện nhờ lưỡng cực nhất thời của các phân tử và có thể tạo thành giữa các phân tử bất kì (có cực hoặc không cực). Tương tác khuếch tán mới giải thích được sự tồn tại các trạng thái rắn, lỏng của những chất như khí hiếm, hydrogen, oxygen, nitrogen. Theo quan điểm hiện đại về cấu tạo chất, mọi hạt đều có năng lượng ở độ không tuyệt đối, chính năng lượng đó đảm bảo cho electron luôn chuyển động xung quanh hạt nhân. Vì thế, không phải lúc nào tâm điện tích dương cũng trùng với tâm điện tích âm và khi đó sinh ra lưỡng cực nhất thời. Điện trường sinh ra bởi lưỡng cực nhất thời có thể cảm ứng một lưỡng cực ở nguyên tử bên cạnh và các lưỡng cực này hút nhau.

Bán kính van der Waals: Hình 13.1 phân biệt rõ bán kính van der Waals với bán kính cộng hoá trị, R_C là bán kính cộng hoá trị, R_V là bán kính van der Waals. Tương tác van der Waals yếu hơn nhiều so với lực liên kết cộng hoá trị nên bán kính van der Waals luôn lớn hơn bán kính cộng hoá trị của nó (ví dụ: đối với nguyên tử chlorine, R_V là 180 pm còn R_C là 99 pm).



Hình 13.1. *Bán kính van der Waals (R_V) và bán kính cộng hoá trị (R_C)*

Tương tác van der Waals không những có thể giải thích sự tồn tại các trạng thái rắn, lỏng của các chất mà còn giải thích được cả sự tồn tại của một số hợp chất hoá học, đặc biệt là hợp chất của khí hiếm.

Lực tương tác van der Waals phụ thuộc mạnh vào độ bị phân cực (α), mà α tăng theo kích thước của phân tử (nguyên tử). Điều này cho phép giải thích sự tăng nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của một số chất.

Bảng 13.1. *Nhiệt độ sôi của một số chất*

Khí hiếm	$t^o_{sôi}$ (^oC)	Halogen	$t^o_{sôi}$ (^oC)	Hydride	$t^o_{sôi}$ (^oC)
He	–268,9	F_2	–188,1		
Ne	–246,0	Cl_2	–34,1	HCl	–84,9
Ar	–105,9	Br_2	+59,2	HBr	–66,7
Xe	–109,1	I_2	+185,5	HI	–35,8

2. Liên kết hydrogen

Lực van der Waals không giải thích được sự tăng bất thường về một số tính chất như nhiệt độ sôi, nhiệt hoá hơi,... của những hợp chất HF, H_2O, NH_3.

Sự tăng nhiệt độ sôi của dãy hydride EH_4 (E là nguyên tố) và của khí hiếm được giải thích bằng sự tăng tương tác van der Waals theo khối lượng phân tử của hydride và của khí hiếm.

Nhưng trong dãy hydride EH, EH_2 và EH_3, vì sao các hợp chất HF, H_2O, NH_3 lại có nhiệt độ sôi cao bất thường so với các hợp chất tương tự ở cùng dãy? Điều này không thể giải thích được bởi tương tác van der Waals mà bằng hiện tượng trùng hợp phân tử. Ở các trạng thái rắn, lỏng và đôi khi cả trạng thái khí (trường hợp HF) những phân tử của các hợp chất trên không tồn tại riêng rẽ từng phân tử mà kết hợp với nhau thành những phân tử lớn hơn dạng $(HF)_n$, $(H_2O)_{n'}$, $(NH_3)_{n''}$ (các giá trị n, n', n'' giảm dần khi nhiệt độ tăng). Sự kết hợp những đơn phân tử thành những phân tử lớn hơn do liên kết qua nguyên tử hydrogen được gọi là *liên kết hydrogen*.

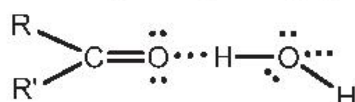
Như vậy, khi làm bay hơi HF lỏng, NH_3 lỏng hay H_2O, ngoài năng lượng cần cung cấp để thắng tương tác van der Waals còn cần cung cấp thêm năng lượng làm đứt liên kết hydrogen, vì thế xảy ra sự bất thường về nhiệt độ sôi và nhiệt độ nóng chảy của các chất này.

Liên kết hydrogen gây nên bởi sự dịch chuyển electron từ nguyên tử H sang nguyên tử có độ âm điện lớn làm cho nguyên tử H trở thành proton H^+ (hạt nhân không có electron). Do vậy, liên kết hydrogen chỉ có lực hút mà không có lực đẩy, đó là điều kiện thuận lợi để nguyên tử âm điện của phân tử khác tiến lại gần proton hơn. Liên kết hydrogen càng mạnh khi nguyên tử liên kết với H có độ âm điện càng lớn. Vì thế, liên kết hydrogen chỉ đặc trưng cho hợp chất của F và O, một phần cho hợp chất của N và phần rất ít cho hợp chất của Cl.

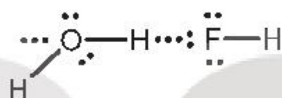
a) Sự kết hợp với nguyên tử H qua liên kết hydrogen có thể xảy ra theo nhiều cách

– Liên kết hydrogen liên phân tử

Phân tử không có nguyên tử H linh động nhưng có nguyên tử âm điện lớn.



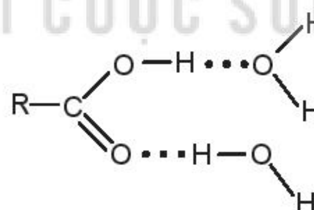
Phân tử có cả nguyên tử H linh động và nguyên tử âm điện lớn.



Ngoài khả năng trùng hợp thành phân tử lớn hơn $(H_2O)_n$, phân tử nước còn kết hợp với phân tử chất tan qua liên kết hydrogen nên nước có khả năng hoà tan tốt một số chất. Sự kết hợp đó có thể qua nguyên tử H khi hoà tan chất hữu cơ chứa nhóm $>C=O$ hoặc qua nguyên tử O khi hoà tan những hợp chất amine hay alcohol.

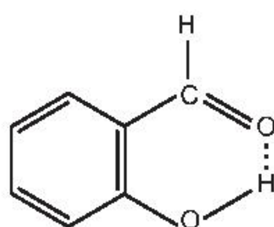


Khi hoà tan acid organic, nước kết hợp với phân tử acid theo cả hai cách trên:

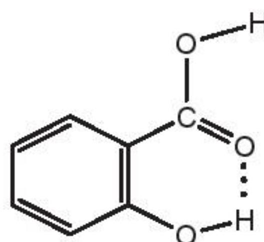


– Liên kết hydrogen nội phân tử

Khi phân tử có cả nguyên tử H linh động và nguyên tử âm điện lớn thì liên kết hydrogen có thể tạo ra trong nội bộ phân tử.



Aldehyde salicylic

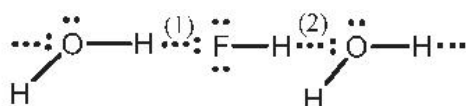


Acid salicylic

b) Độ mạnh của liên kết hydrogen

Liên kết hydrogen là liên kết yếu, độ bền của liên kết hydrogen là trung gian giữa liên kết hoá học và lực tương tác van der Waals. Năng lượng của liên kết hydrogen vào khoảng 5 đến 40 kJ/mol, chỉ bằng 1/10 so với năng lượng liên kết cộng hoá trị.

Liên kết hydrogen càng mạnh khi nguyên tố liên kết với hydrogen có độ âm điện càng lớn.



Ví dụ: liên kết hydrogen (1) mạnh hơn liên kết hydrogen (2) do độ âm điện của F (3,98) lớn hơn O (3,44).

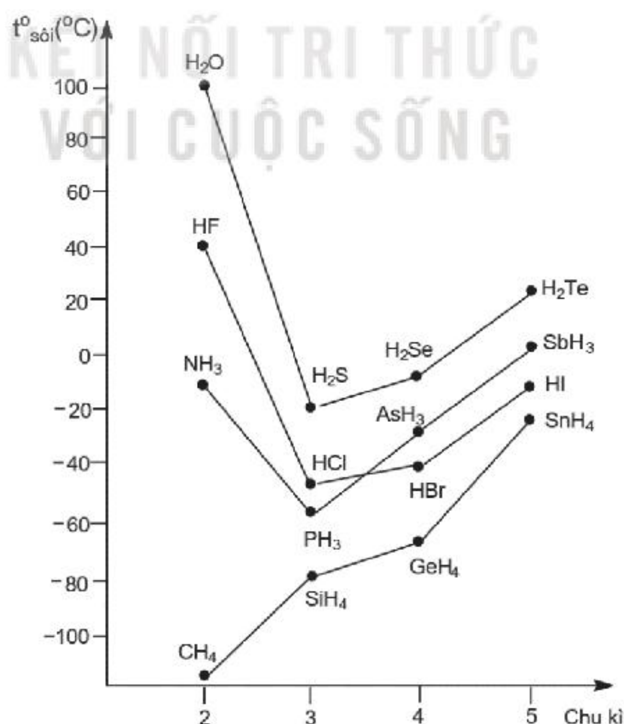
c) Ảnh hưởng và tầm quan trọng của liên kết hydrogen

– Liên kết hydrogen làm tăng nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi, sức căng bề mặt,… của các chất có liên kết hydrogen. Hình 13.2 mô tả ảnh hưởng của liên kết hydrogen đến nhiệt độ sôi của các chất.

Vì có liên kết hydrogen nên nhiệt độ sôi của H_2O, NH_3 và HF cao hơn nhiều so với các hợp chất cùng dãy.

Vì không có liên kết hydrogen nên nhiệt độ sôi của CH_4 thấp hơn nhiều so với các hợp chất cùng dãy.

Nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi, sức căng bề mặt của nước (H_2O) cao hơn nhiều so với các hợp chất cùng dãy (H_2S, H_2Se, H_2Te).



***Hình 13.2.** Ảnh hưởng của liên kết hydrogen đến nhiệt độ sôi của các chất*

– *Cấu trúc đặc biệt của nước đá*: Trong tinh thể nước đá, mỗi phân tử nước có 4 phân tử nước khác lân cận gần nhất nằm trên 4 đỉnh của một tứ diện đều (Hình 13.3 SGK). Mỗi phân tử nước ở đỉnh lại có 4 phân tử lân cận khác nằm ở 4 đỉnh của một tứ diện đều khác và cứ tiếp tục như vậy. Một phân tử nước có thể tạo được 4 liên kết hydrogen với các phân tử nước lân cận do nguyên tử O trong H_2O có hai cặp electron chưa liên kết có thể tạo liên kết hydrogen với 2 nguyên tử H của các phân tử nước khác, đồng thời hai nguyên tử H có thể tạo liên kết hydrogen với 2 nguyên tử O của các phân tử nước khác tạo ra các tứ diện. Cấu trúc tứ diện này được lặp lại trong toàn khối nước. Cấu trúc này là một cấu trúc rỗng nên nước đá có khối lượng riêng nhỏ hơn (nhẹ hơn) nước lỏng, vì thế nước đá nổi lên trên bề mặt nước lỏng.

Khi nước đá nóng chảy, liên kết hydrogen bị đứt ra một phần, các phân tử nước xích lại gần nhau hơn nên nước đá đã chảy ở trạng thái lỏng nặng hơn nước đá ở 0 °C. Khi đun nóng tiếp tục, một mặt thể tích nước tăng lên, mặt khác số liên kết hydrogen bị đứt nhiều hơn làm cho thể tích nước giảm. Do sự liên quan giữa hai cách biến đổi thể tích ngược nhau như vậy nên nước có khối lượng riêng lớn nhất ở khoảng 4 °C.

Trong mùa đông, nước đóng băng trên bề mặt nước lỏng đã ngăn cách nước bên dưới khỏi bị đông đặc hoàn toàn, vì vậy các loài thuỷ sản (tôm, cá, rong,…) có thể sống được.

Do có liên kết hydrogen nên H_2O có nhiệt độ sôi cao (100 °C), nếu không có liên kết hydrogen thì trong điều kiện bình thường nước sẽ ở thể hơi và như thế sẽ không có sông, hồ, đại dương,… sẽ không có cả mưa.

Do có liên kết hydrogen nên nước có sức căng bề mặt rất lớn: nước có thể dâng lên trong mao quản của rễ cây để được vận chuyển lên thân và lá cây; con nhện nước có thể chạy trên mặt nước,...

– Liên kết hydrogen tham gia trong cấu trúc của các protein, cacbohydrate và acid nucleic là thành phần chủ yếu của các cơ thể sống, các chất dinh dưỡng. Tính chất, chức năng sinh lí của các phân tử đó trong cơ thể sống phụ thuộc nhiều vào sự có mặt của liên kết hydrogen.

Bảng 13.2. *Nhiệt độ sôi, nhiệt hoá hơi và khối lượng mol phân tử một số chất*

Chất	M (gam/mol)	Nhiệt độ sôi (°C)	Nhiệt hoá hơi (kJ/mol)
CH_4	16	–161,58	7,834
NH_3	17	–33,43	22,822
H_2O	18	100	40,612

Bảng 13.3. *Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt nóng chảy và khối lượng mol phân tử một số chất*

Chất	H_2O	H_2S	CH_4	NH_3	HF
M (gam/mol)	18,0	34,1	16,0	17,0	20,0
Nhiệt độ nóng chảy (°C)	0	–8,5	–18,2	–77,76	–83
Nhiệt nóng chảy (kJ/mol)	6,0	2,4	0,9	6,647	3,9

Tỉ trọng

Ở 4 °C, nước đặc khít hơn so với ở bất kì nhiệt độ nào, khi đó nước lỏng hoá rắn, thể tích nở ra nên tỉ trọng giảm.

Sức căng bề mặt

Lực hút giữa các phân tử mạnh, khuynh hướng co lại thành hình cầu càng lớn và sức căng bề mặt càng lớn.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

1. Sử dụng phương pháp tiên đề: GV đưa ra những bất cập về O_2, N_2, khí hiếm có thể ở trạng thái lỏng; H_2O có nhiệt độ sôi cao bất thường; sau đó GV giúp HS liên hệ thực tiễn để HS thừa nhận kiến thức về khái niệm liên kết hydrogen và khái niệm tương tác van der Waals.

2. Sử dụng phương pháp hoạt động nhóm: HS đọc SGK, thảo luận trong nhóm và lần lượt nêu ý kiến của nhóm trước lớp, sau đó phản biện của các nhóm khác về cách tạo thành liên kết hydrogen với nguyên tử có độ âm điện lớn (F, O, N). Cuối cùng, GV giúp HS rút ra kết luận.

3. Trong phần cụ thể, có thể cho HS dựa vào kiến thức về liên kết hydrogen và tương tác van der Waals để đề xuất vai trò, ảnh hưởng của liên kết hydrogen đến tính chất vật lí của nước và ảnh hưởng của tương tác van der Waals đến nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất.

Hoạt động 1. MỞ ĐẦU

1. Hướng dẫn HS hứng thú với năng lực NTHH: Sử dụng phương pháp trực quan, sinh động – nêu vấn đề: GV đưa ra hình ảnh hoặc video: keo dán; bong bóng xà phòng; con nhện nước chạy trên mặt nước; oxygen hoá lỏng để duy trì không khí trên tàu ngầm, tàu vũ trụ.

2. GV hướng dẫn HS rèn luyện năng lực THTN. Qua hoạt động HS tự nêu thêm các ví dụ tương tự mà các em biết.

Hoạt động 2. LIÊN KẾT HYDROGEN

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH bằng cách:

Sử dụng phương pháp đàm thoại, gợi mở, nêu và GQVĐ:

GV nêu vấn đề: Nguyên tử F, O, N có độ âm điện lớn. Nguyên tử H rất linh động, mang một phần điện tích dương. Chúng có hút nhau không?

HS thảo luận và tự vẽ (GV cho HS biết biểu diễn liên kết bằng ba chấm ···):

– Nguyên tử F (của phân tử HF) này liên kết với nguyên tử H (của phân tử HF khác).

– Nguyên tử N (của phân tử NH_3) liên kết với nguyên tử H (của phân tử HF).

– Nguyên tử O (của phân tử H_2O) liên kết với nguyên tử H (của phân tử HF).

Kết luận về khái niệm liên kết hydrogen.

Chú ý: Hướng dẫn HS hoạt động nhóm đề xuất một số cách hình thành liên kết hydrogen (mỗi nhóm một đề xuất) và tiến hành thảo luận, GV xác nhận kết quả.

2. Để làm rõ vai trò của liên kết hydrogen với tính chất vật lí của nước, GV hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực THTN theo phương pháp hoạt động nhóm:

– Quan sát hình ảnh viên đá nổi trên mặt nước. Giải thích.

– Quan sát hình ảnh nước sôi ở nhiệt độ 100 °C cao hơn CH_4. Giải thích.

– So sánh nhiệt độ sôi của H_2O với H_2S và CH_4. Giải thích.

– Quan sát hình ảnh con nhện nước chạy trên bề mặt nước. Giải thích.

Mỗi nhóm có thể đưa ra đề xuất các ví dụ khác nhau và thảo luận.

Chú ý: GV nên sử dụng video hoặc hình ảnh để minh hoạ cấu trúc đặc biệt của nước.

3. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 1, 2 của SGK để luyện tập.

Hoạt động 3. TƯƠNG TÁC VAN DER WAALS

1. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH theo phương pháp tiên đề:

– Br_2 lỏng, O_2 lỏng, He lỏng và ứng dụng (có thể qua tranh, ảnh, mô hình hoặc video).

– Câu hỏi thảo luận:

+ Ở nhiệt độ thường, các halogen như F_2, Cl_2 là các chất khí, vì sao Br_2 là chất lỏng?

+ Ở nhiệt độ thường, O_2 là chất khí, vì sao có thể hoá lỏng O_2 để sử dụng trên tàu du hành vũ trụ?

Chú ý hướng HS đến kiến thức: lực liên kết đã giữ các phân tử lại với nhau.

Kết luận về khái niệm tương tác van der Waals.

2. Sử dụng một số kiến thức thực tế về nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất để hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực NTHH về ảnh hưởng của tương tác van der Waals đến nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất theo phương pháp hoạt động nhóm và phương pháp nêu – GQVĐ:

– Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các halogen biến đổi thế nào khi số electron tăng, khối lượng phân tử tăng?

– Nguyên nhân nào làm cho nhiệt độ sôi của đồng phân hydrocarbon mạch thẳng cao hơn đồng phân hydrocarbon mạch nhánh?

3. Hướng dẫn HS hoàn thiện năng lực VDKT bằng hoạt động củng cố:

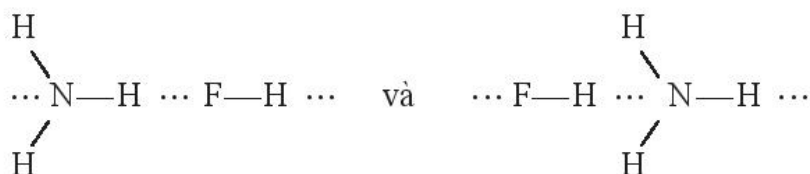
Sử dụng câu hỏi và bài tập tương tự câu 3 của SGK để luyện tập.

V. HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Sơ đồ biểu diễn liên kết hydrogen giữa:

a) Hai phân tử hydrogen fluoride: $\cdots F{-}H \cdots F{-}H \cdots$

b) Phân tử fluorine hydride và phân tử ammonia:



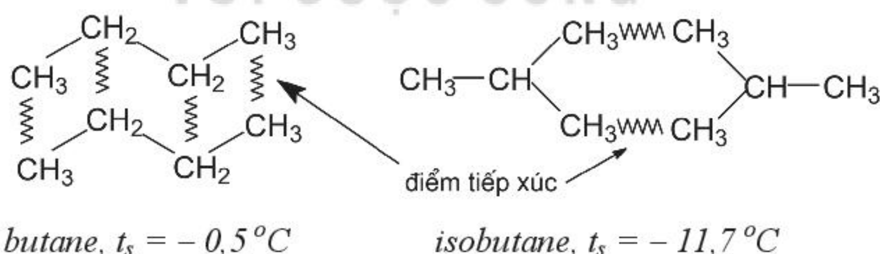
2. Cấu tạo phân tử ethanol:

$$\begin{array}{ccccccc} & & H & & H & & \\ & & | & & | & & \\ H & — & C & — & C & — O — & H \\ & & | & & | & & \\ & & H & & H & & \end{array}$$

Những nguyên tử H liên kết với nguyên tử C không tham gia liên kết hydrogen, vì độ âm điện của nguyên tử C nhỏ nên sức hút cặp electron chung về phía mình yếu, dẫn đến những nguyên tử H đó mang một phần điện tích dương (δ^+) nhỏ và kém linh động.

3. Butane ($CH_3{-}CH_2{-}CH_2{-}CH_3$) có nhiệt độ sôi cao hơn isobutane $\left(\begin{array}{c} CH_3{-}CH{-}CH_3 \\ \quad\ | \\ \quad CH_3 \end{array}\right)$.

Phân tử của hai hợp chất này có số electron bằng nhau, nhưng các phân tử butane có thể xếp cạnh nhau, số lượng điểm tiếp xúc lớn hơn, tương tác van der Waals lớn hơn, vì vậy nhiệt độ sôi cao hơn. Các phân tử isobutane nhỏ gọn hơn và có tính đối xứng cầu cao hơn, số lượng điểm tiếp xúc nhỏ hơn, tương tác van der Waals nhỏ hơn, vì vậy nhiệt độ sôi thấp hơn (Hình 13.4).



butane, t_s = – 0,5 °C *isobutane, t_s = – 11,7 °C*

***Hình 13.4.** Mô tả tương tác van der Waals của butane và isobutane*

VI. GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày", "nêu được", "viết được sơ đồ biểu diễn",... khái niệm của sự hình thành liên kết hydrogen và tương tác van der Waals.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "giải thích được",… ảnh hưởng của liên kết hydrogen đến tính chất vật lí của nước và ảnh hưởng của tương tác van der Waals đến nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các chất.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học, kèm theo sự giải thích.

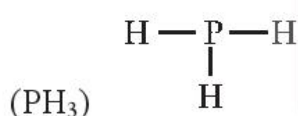
Bài 14. ÔN TẬP CHƯƠNG 3

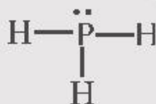
HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

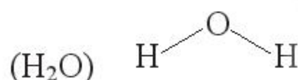
Câu 1. Đáp án B.

Câu 2. Đáp án D.

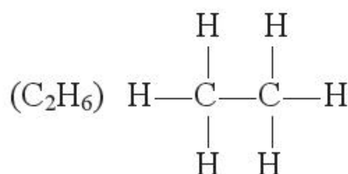
Câu 3. Công thức cấu tạo và công thức Lewis:











Phân tử H_2O có liên kết O — H phân cực mạnh nhất.

Câu 4. Loại liên kết:

Phân tử	CH_4	$CaCl_2$	HBr	NH_3
Hiệu độ âm điện	2,55 – 2,2 < 0,4	3,16 – 1,0 > 1,7	2,96 – 2,2 > 0,4	3,04 – 2,2 > 0,4
Loại liên kết	Cộng hoá trị không phân cực C–H	Ion Ca^{2+} và Cl^-	Cộng hoá trị phân cực H–Br	Cộng hoá trị phân cực N–H

Câu 5. a) Độ phân cực trong dãy oxide giảm dần theo chiều từ trái sang phải:

Na_2O, MgO, Al_2O_3, SiO_2, P_2O_5, SO_3 và Cl_2O_7.

Do hiệu độ âm điện giảm dần.

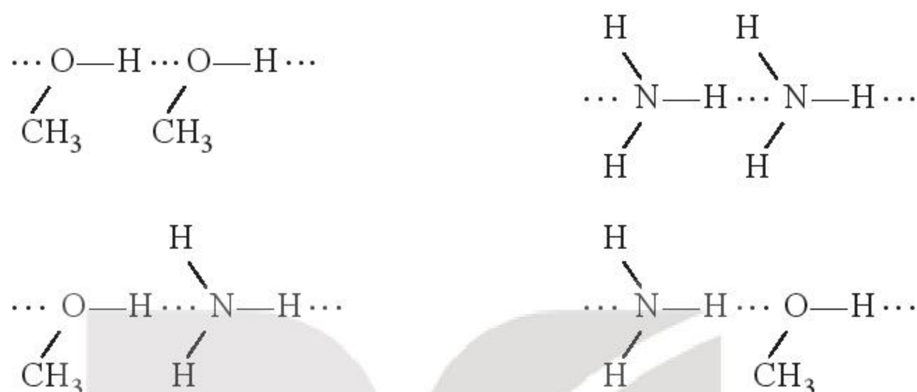
b) Liên kết ion: Na_2O, MgO, Al_2O_3.

Liên kết cộng hoá trị phân cực: SiO_2, P_2O_5, SO_3.

Liên kết cộng hoá trị không phân cực: Cl_2O_7.

Câu 6. a) Chất có thể tạo liên kết hydrogen là CH_3OH và NH_3. Vì trong phân tử chứa nguyên tử có độ âm điện lớn (O và N) có cặp e chưa liên kết và nguyên tử H linh động (có một phần điện tích dương (δ^+) đủ lớn để hút cặp electron chưa liên kết của các nguyên tử O, N).

b) Sơ đồ biểu diễn liên kết hydrogen:



Bài 15. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Nêu được khái niệm và xác định được số oxi hoá của nguyên tử các nguyên tố trong hợp chất.

– Nêu được khái niệm và ý nghĩa của phản ứng oxi hoá – khử.

– Lập được phương trình hoá học của phản ứng oxi hoá – khử bằng phương pháp thăng bằng electron.

– Mô tả được một số phản ứng oxi hoá – khử quan trọng trong cuộc sống.

II CHUẨN BỊ

– Dụng cụ thí nghiệm: ống nghiệm, kẹp gỗ.

– Hoá chất thí nghiệm: đinh sắt, dung dịch $CuSO_4$, dung dịch H_2SO_4.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Hoá trị

Trong hợp chất ion, hoá trị của nguyên tử bằng điện tích của ion và được gọi là điện hoá trị.

Ví dụ:

Phân tử	Điện hoá trị
NaCl	Na là +1, Cl là –1
CaO	Ca là +2, O là –2

Cách viết điện hoá trị của nguyên tử tuân theo quy ước: dấu điện tích viết trước, giá trị điện tích viết sau.

Trong hợp chất cộng hoá trị, hoá trị của nguyên tử bằng số liên kết của nguyên tử trong phân tử.

Ví dụ:

Phân tử	Cộng hoá trị
H—N—H | H	H là 1, N là 3
H—C═C—H | | H H	H là 1, C là 4

2. Số oxi hoá

a) Ý nghĩa

Số oxi hoá là dạng hoá trị hình thức của nguyên tử trong phân tử và không phụ thuộc bản chất liên kết là cộng hoá trị hay ion.

Ví dụ:

Ở bậc THCS, khi biết hoá trị của H là I, O là II thì lập được công thức của nước là H_2O theo quy tắc hoá trị.

Ở bậc THPT, khi biết số oxi hoá của H là +1, O là –2 thì cũng lập được công thức của nước là H_2O theo quy tắc trung hoà điện.

Nói cách khác, số oxi hoá cũng đặc trưng cho khả năng liên kết của nguyên tử.

b) Số oxi hoá đặc biệt

Nguyên tử H: trong đa số hợp chất, H có số oxi hoá là +1, nhưng trong các hydride kim loại, H có số oxi hoá là –1, ví dụ:



Nguyên tử O: trong đa số hợp chất, O có số oxi hoá là –2, tuy nhiên O còn có nhiều số oxi hoá khác, ví dụ:



IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1. SỐ OXI HOÁ

a) Khái niệm

GV hướng dẫn HS tiến hành hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT: tập trung rèn luyện cách tính số oxi hoá.

GV nhấn mạnh nguyên tắc xác định số oxi hoá của một nguyên tử trong phân tử:

– Biết số oxi hoá của các nguyên tử còn lại.

– Tổng số oxi hoá của tất cả các nguyên tử trong phân tử bằng 0.

b) Quy tắc xác định số oxi hoá

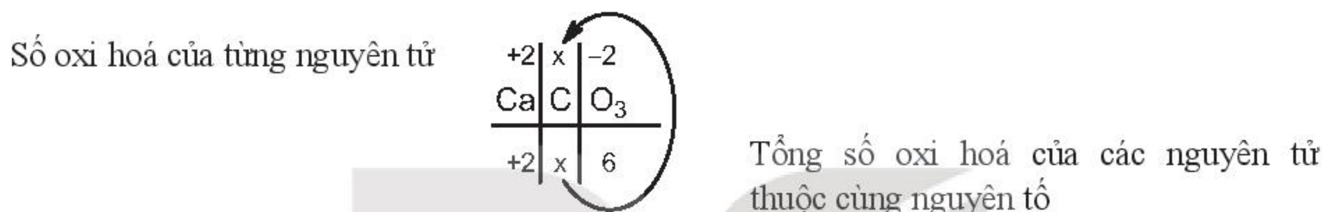
Chia nhỏ đơn chất thu được các nguyên tử, nguyên tử trung hoà điện nên điện tích bằng 0 $\Rightarrow$ số oxi hoá bằng 0.

Chia nhỏ hợp chất thu được các phân tử, phân tử trung hoà điện nên điện tích bằng 0 $\Rightarrow$ tổng số oxi hoá bằng 0.

Đối với một phân tử, GV có thể hướng dẫn HS dùng sơ đồ, trong đó chia phân tử thành các hợp phần, mỗi hợp phần tương ứng với một nguyên tố hoá học.

Ví dụ, xác định số oxi hoá của C trong phân tử $CaCO_3$.

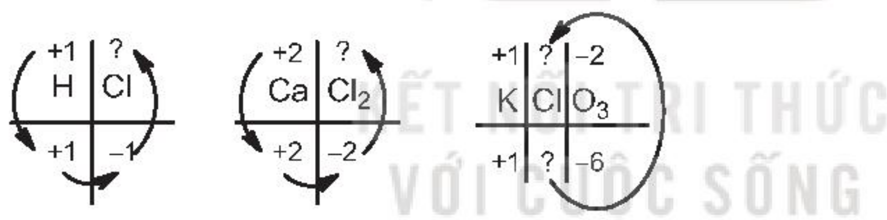
Số oxi hoá của C được xác định dựa trên số oxi hoá của Ca là +2 và O là –2 theo sơ đồ sau.



Phân tử $CaCO_3$ trung hoà điện nên tổng số oxi hoá của các nguyên tử bằng 0:

$(+2) + x + (-6) = 0 \Rightarrow x = +4$.

GV có thể vận dụng cho HS xác định số oxi hoá của nguyên tử chlorine trong các phân tử HCl, $CaCl_2$, $KClO_3$ theo sơ đồ sau:



Hoạt động 2. CHẤT OXI HOÁ, CHẤT KHỬ, PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

1. Chất oxi hoá, chất khử

GV có thể sử dụng mô hình nguyên tử với các electron hoá trị để biểu diễn sự nhường và nhận electron.

Tìm quan hệ giữa số electron lớp ngoài cùng và số electron chất khử nhường, chất oxi hoá nhận.

(Gợi ý HS liên hệ với cấu hình lớp electron ngoài cùng của khí hiếm gần nhất để giải thích cho các nhận định trên).

Hướng dẫn HS quan sát chiều hướng biến đổi (tăng, giảm) số oxi hoá và đề nghị HS nêu nhận xét.

Chất khử nhường electron là quá trình oxi hoá, chất oxi hoá nhận electron là quá trình khử.

2. Phản ứng oxi hoá – khử

Dấu hiệu nhận biết: Phản ứng oxi hoá – khử gắn liền với sự thay đổi số oxi hoá của nguyên tử.

Hoạt động 3. LẬP PHƯƠNG TRÌNH HOÁ HỌC CỦA PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ

GV hướng dẫn HS lập phương trình hoá học theo ví dụ mẫu:

Bước 1: Xác định đúng, đủ các nguyên tử có sự thay đổi số oxi hoá, từ đó xác định chất oxi hoá, chất khử.

Ở bước này HS loại trừ trước các nguyên tử như H, O, kim loại kiềm, kiềm thổ, nhôm nếu chúng chỉ xuất hiện trong hợp chất.

Bước 2: Viết đúng quá trình oxi hoá chất khử và quá trình khử chất oxi hoá.

– Trước hết, viết các nguyên tử kèm số oxi hoá tương ứng ở hai vế và viết mũi tên:



$$\overset{-3}{N} \longrightarrow \overset{+2}{N}$$



$$\overset{0}{O_2} \longrightarrow 2\overset{-2}{O}$$

– Sau đó, xác định số electron trao đổi bằng cách lấy số oxi hoá cao trừ số oxi hoá thấp rồi đặt số electron trao đổi ở vế có số oxi hoá cao hơn:



$$\overset{-3}{N} \longrightarrow \overset{+2}{N} + 5e \qquad 2-(-3)=5$$

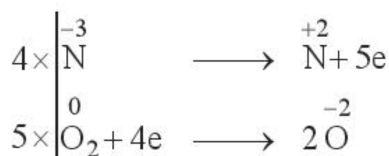


$$O_2 + 4e \longrightarrow 2\overset{-2}{O} \qquad 0-(-4)=4$$

Bước 3: Thăng bằng electron (tìm hệ số thích hợp cho chất khử và chất oxi hoá).

Số electron trao đổi bằng bội chung nhỏ nhất của số electron chất khử nhường và số electron chất oxi hoá nhận. Bội chung nhỏ nhất của 5 và 4 là 20.

Ở quá trình oxi hoá $\overset{-3}{N}$, lấy 20 chia cho 5 được hệ số là 4; ở quá trình khử $\overset{0}{O_2}$, lấy 20 chia cho 4 được hệ số là 5.



$$\begin{array}{l|lcl} 4\times & \overset{-3}{N} & \longrightarrow & \overset{+2}{N} + 5e \\ 5\times & \overset{0}{O_2} + 4e & \longrightarrow & 2\overset{-2}{O} \end{array}$$

Bước 4: Xác định hệ số của chất oxi hoá và chất khử trong sơ đồ phản ứng, từ đó tính ra hệ số của các chất còn lại.

Đặt hệ số 4 vào NH_3 và NO, hệ số 5 vào O_2.



$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + H_2O$$

(Không đặt hệ số 10 vào $\overset{-2}{O}$ vì $\overset{-2}{O}$ có trong hai chất là NO và H_2O, tổng số $\overset{-2}{O}$ ở hai chất này mới bằng 10).

Đặt hệ số cho chất còn lại, đó là H_2O theo phương pháp bảo toàn nguyên tố H:

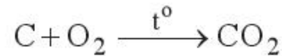


$$4NH_3 + 5O_2 \longrightarrow 4NO + 6H_2O$$

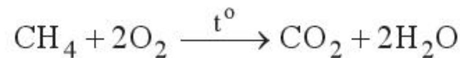
Hoạt động 4. PHẢN ỨNG OXI HOÁ – KHỬ TRONG THỰC TIỄN

1. Sự cháy

GV yêu cầu HS xác định chất oxi hoá, chất khử của các phản ứng:



$$C + O_2 \xrightarrow{t^o} CO_2$$



$$CH_4 + 2O_2 \xrightarrow{t^o} CO_2 + 2H_2O$$

Xác định các yếu tố tạo nên sự cháy gồm chất cháy, chất oxi hoá và nguồn nhiệt. Kết hợp giáo dục ý thức an toàn cháy nổ và sử dụng tiết kiệm nhiên liệu.

GV nêu bật vai trò của khoa học và công nghệ trong việc sử dụng các nguồn năng lượng sạch, năng lượng tái tạo.

2. Sự han gỉ kim loại

Ăn mòn kim loại xảy ra theo các cơ chế khác nhau nhưng đều gồm quá trình oxi hoá và quá trình khử. GV yêu cầu HS xác định chất oxi hoá, chất khử của phản ứng:

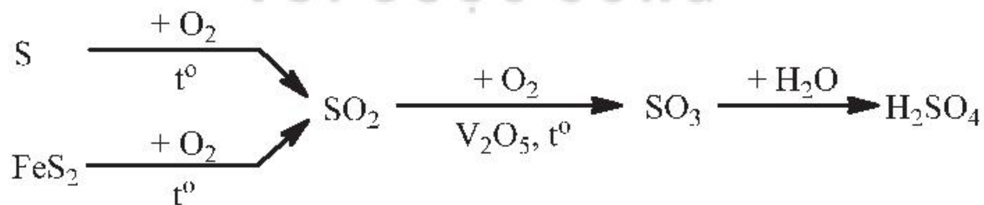


$$4Fe + 3O_2 + xH_2O \longrightarrow 2Fe_2O_3 \cdot xH_2O$$

GV kết hợp giáo dục ý thức bảo vệ các đồ vật bằng kim loại: quét sơn, lau chùi, rửa sạch, lau khô, để nơi khô ráo.

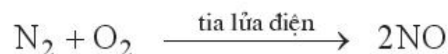
3. Sản xuất hoá chất

GV yêu cầu HS lập các phương trình hoá học và xác định các phản ứng oxi hoá – khử trong sơ đồ sản xuất sulfuric acid:



4. Chuyển hoá các chất trong tự nhiên

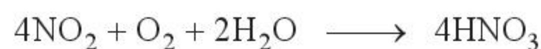
GV yêu cầu HS xác định chất oxi hoá, chất khử trong các phương trình hoá học:



$$N_2 + O_2 \xrightarrow{\text{tia lửa điện}} 2NO$$



$$2NO + O_2 \longrightarrow 2NO_2$$

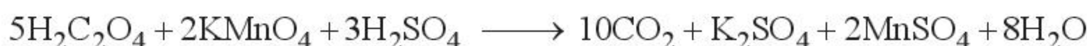


$$4NO_2 + O_2 + 2H_2O \longrightarrow 4HNO_3$$

5. Xác định nồng độ một chất bằng phản ứng oxi hoá – khử

Trong phòng thí nghiệm, thuốc tím là chất oxi hoá phổ biến dùng để xác định nồng độ các chất khử do tốc độ phản ứng nhanh, vừa là chất oxi hoá và vừa là chất chỉ thị.

Tuy nhiên, thuốc tím tương đối kém bền dưới tác dụng của ánh sáng hay nhiệt độ nên nồng độ thuốc tím cần được xác định lại sau khi pha chế từ dạng rắn hoặc khi dung dịch đã để lâu. Nồng độ $KMnO_4$ thường được xác định bằng phản ứng với dung dịch $H_2C_2O_4$ chuẩn:



$$5H_2C_2O_4 + 2KMnO_4 + 3H_2SO_4 \longrightarrow 10CO_2 + K_2SO_4 + 2MnSO_4 + 8H_2O$$

Dung dịch $H_2C_2O_4$ chuẩn thường được pha chế từ hoá chất rắn $H_2C_2O_4{\cdot}2H_2O$.

Ngoài thuốc tím, dung dịch $Na_2S_2O_3$ chuẩn được sử dụng để xác định hàm lượng iodine:



$$2Na_2S_2O_3 + I_2 \longrightarrow Na_2S_4O_6 + 2NaI$$

Trong phản ứng này, ở gần điểm phản ứng vừa đủ cần nhỏ thêm vài giọt hồ tinh bột rồi thực hiện phản ứng cho đến khi dung dịch mất màu xanh tím.

GV có thể tổ chức hoạt động cho HS xác định gần đúng nồng độ dung dịch $FeSO_4$ bằng phản ứng với dung dịch $KMnO_4$ thông qua các bước sau:

Bước 1: Sử dụng ống đong lấy 5,0 mL dung dịch $FeSO_4$ (nồng độ khoảng 0,1M) đã pha chế từ mẫu muối ban đầu rồi chuyển vào bình tam giác.

Bước 2: Dùng ống đong lấy khoảng 5,0 mL dung dịch H_2SO_4 1M rồi cho vào bình tam giác để tạo môi trường.

Bước 3: Sử dụng ống đong loại 10 mL để lấy 10,0 mL dung dịch $KMnO_4$ 0,02M.

Bước 4: Dùng ống hút nhựa lấy dung dịch $KMnO_4$ trong ống đong, cho từ từ vào bình tam giác, lắc đều, đến khi dung dịch xuất hiện màu hồng bền trong khoảng 20 giây thì dừng lại.

Bước 5: Đọc thể tích thuốc tím còn lại trong ống đong, từ đó tính được thể tích dung dịch thuốc tím đã dùng.

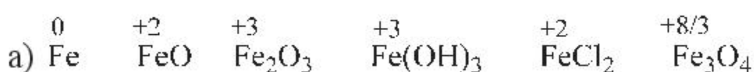
GV có thể tổ chức hoạt động cho HS: xác định chính xác nồng độ dung dịch $FeSO_4$ bằng phản ứng với dung dịch $KMnO_4$: sử dụng các dụng cụ đo thể tích chính xác.

Sử dụng pipet để lấy 5,00 mL dung dịch $FeSO_4$, sử dụng buret để chứa dung dịch $KMnO_4$ và thực hiện thao tác chuẩn độ.

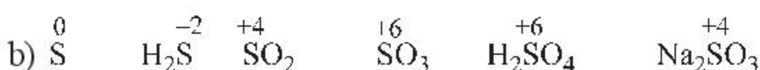


V. HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

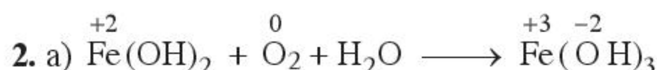
1. Số oxi hoá của nguyên tử Fe và S trong các chất:



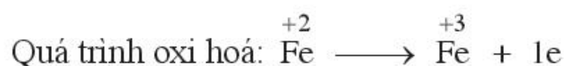
a) $\overset{0}{Fe}$ $\quad \overset{+2}{Fe}O$ $\quad \overset{+3}{Fe_2}O_3$ $\quad \overset{+3}{Fe}(OH)_3$ $\quad \overset{+2}{Fe}Cl_2$ $\quad \overset{+8/3}{Fe_3}O_4$

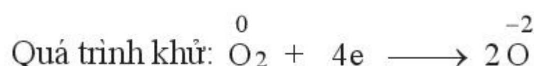


b) $\overset{0}{S}$ $\quad H_2\overset{-2}{S}$ $\quad \overset{+4}{S}O_2$ $\quad \overset{+6}{S}O_3$ $\quad H_2\overset{+6}{S}O_4$ $\quad Na_2\overset{+4}{S}O_3$

2. 

b) Quá trình oxi hoá chất khử và quá trình khử chất oxi hoá như sau:





3. Phản ứng b) là phản ứng oxi hoá – khử do có sự thay đổi số oxi hoá của các nguyên tử, phản ứng a) không phải là phản ứng oxi hoá – khử.

GV hướng dẫn HS cân bằng theo các bước như trong bài học.

4. a) Phản ứng oxi hoá – khử có lợi: đốt cháy nhiên liệu phục vụ hoạt động của con người, oxi hoá dưỡng chất để cung cấp năng lượng cho cơ thể, quang hợp, hoạt động của pin điện tích trữ và cung cấp năng lượng, điện phân, sản xuất hoá chất, dược phẩm,…

Phản ứng oxi hoá – khử có hại: ăn mòn kim loại, ôi thiu thức ăn, tạo ra các khí thải gây ô nhiễm, cháy rừng,…

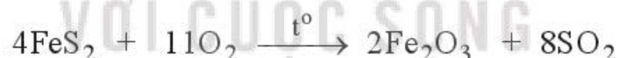
5. GV hướng dẫn HS cân bằng theo các bước như trong bài học.

Trong phản ứng đốt cháy quặng pyrite, nên viết quá trình oxi hoá gộp cho cả phân tử FeS_2:

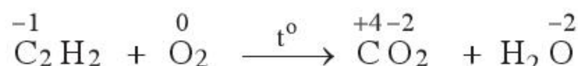




Sau đó đặt hệ số 4 vào FeS_2 và hệ số 11 vào O_2, từ đó cân bằng được Fe_2O_3 và SO_2:



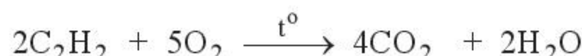
6. GV hướng dẫn HS cân bằng theo các bước như trong bài học, lưu ý số oxi hoá của nguyên tử carbon là số oxi hoá trung bình:



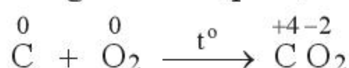


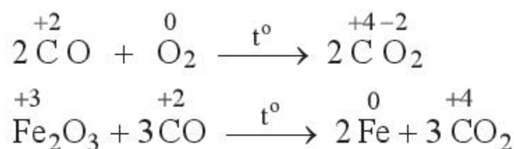


Sau đó đặt hệ số 2 vào C_2H_2 và hệ số 5 vào O_2, từ đó cân bằng được CO_2 và H_2O:



7. GV hướng dẫn HS lập được 3 phương trình hoá học:





$$2\overset{+2}{C}O + \overset{0}{O_2} \xrightarrow{t^o} 2\overset{+4\,-2}{C\,O_2}$$

$$\overset{+3}{Fe_2}O_3 + 3\overset{+2}{C}O \xrightarrow{t^o} 2\overset{0}{Fe} + 3\overset{+4}{C}O_2$$

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Câu hỏi kiểm tra đánh giá bám sát yêu cầu cần đạt của chương trình.

– GV sử dụng hiệu quả câu hỏi trong SGK và sách bài tập.

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "xác định" số oxi hoá và phản ứng oxi hoá – khử, "viết, biểu diễn" quá trình oxi hoá, quá trình khử.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh", "nhận xét" "tính toán" về các phản ứng có sự thay đổi số oxi hoá.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "vẽ hình mô tả"; "đề xuất cách tiến hành" về thí nghiệm có xảy ra phản ứng oxi hoá – khử.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về các phản ứng oxi hoá – khử trong thực tiễn, kèm theo các tính toán hoá học về nguyên liệu, lượng chất cần thiết, hiệu suất thực tế.

Bài 16. ÔN TẬP CHƯƠNG 4

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

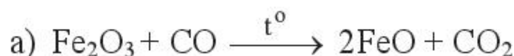
Câu 1. Đáp án A. Chất oxi hoá là chất nhận electron.

Câu 2. Đáp án A. Mỗi nguyên tử Fe đã nhường 2 electron.

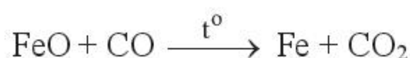
Câu 3. Đáp án A. Chất oxi hoá là H_2O.

Câu 4. Đáp án D. Xảy ra quá trình oxi hoá NaBr.

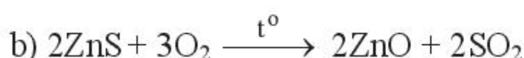
Câu 5. Tất cả các phản ứng trong các quá trình a), b), c), d) đều là phản ứng oxi hoá – khử, GV hướng dẫn HS lập phương trình hoá học theo các bước như SGK.



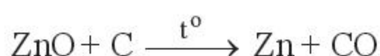
a) $Fe_2O_3 + CO \xrightarrow{t^o} 2FeO + CO_2$



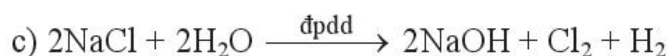
$FeO + CO \xrightarrow{t^o} Fe + CO_2$



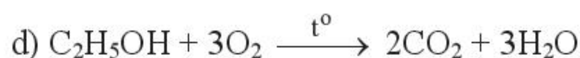
b) $2ZnS + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2ZnO + 2SO_2$



$ZnO + C \xrightarrow{t^o} Zn + CO$



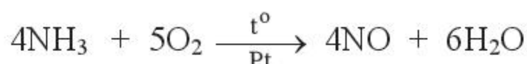
c) $2NaCl + 2H_2O \xrightarrow{đpdd} 2NaOH + Cl_2 + H_2$



d) $C_2H_5OH + 3O_2 \xrightarrow{t^o} 2CO_2 + 3H_2O$

Ở quá trình đốt cháy ethanol, GV có thể hướng dẫn HS tính số oxi hoá trung bình của nguyên tử C dựa vào công thức phân tử C_2H_6O.

Câu 6. Xét phương trình hoá học:



$$4NH_3 + 5O_2 \xrightarrow[Pt]{t^o} 4NO + 6H_2O$$

V: 1V $\rightarrow$ 1,25V

$$V_{kk} = \frac{100}{21} \cdot V_{O_2} = \frac{100}{21} \cdot 1,25V = 5,95 \text{ V}.$$

Cần trộn 1 thể tích khí ammonia với 5,95 thể tích không khí ở cùng điều kiện về nhiệt độ và áp suất.

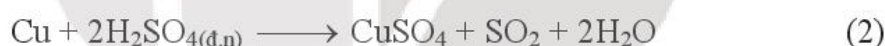
Câu 7. a) GV hướng dẫn HS lập phương trình hoá học theo các bước như SGK.



$$2Cu + O_2 + 2H_2SO_4 \longrightarrow 2CuSO_4 + 2H_2O \quad (1)$$

Chất oxi hoá là O_2, chất khử là Cu.

b) Nếu cho đồng phế liệu tác dụng với sulfuric acid đặc, nóng theo phản ứng:



$$Cu + 2H_2SO_{4(đ,n)} \longrightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2H_2O \quad (2)$$

Phương pháp	Tỉ lệ mol H_2SO_4 : Cu	Nhiệt độ	Phát sinh khí gây ô nhiễm
(1)	1 : 1	Thường	
(2)	2 : 1	Đun nóng	SO_2

Theo phương pháp (2) tiêu thụ lượng sulfuric acid gấp đôi, cần cung cấp nhiệt và tạo ra khí sulfur dioxide gây ô nhiễm.

Bài 17. BIẾN THIÊN ENTHALPY TRONG CÁC PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm phản ứng toả nhiệt, thu nhiệt; điều kiện chuẩn; nhiệt tạo thành và biến thiên enthalpy (nhiệt phản ứng) của phản ứng.

– Nêu được ý nghĩa của dấu và giá trị của biến thiên enthalpy chuẩn.

– Tính được biến thiên enthalpy chuẩn của một số phản ứng theo năng lượng liên kết, nhiệt tạo thành.

II CHUẨN BỊ

– Cốc 250 mL, 2 ống đong 50 mL, que khuấy, giá kẹp, nhiệt kế.

– Các dung dịch HCl 0,5 M, NaOH 0,5 M.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Enthalpy

Tổng năng lượng của một chất ở điều kiện áp suất không đổi gọi là enthalpy của chất đó, kí hiệu bằng chữ H. Trong phản ứng hoá học, enthalpy của chất phản ứng (chất đầu) được kí hiệu bằng chữ $H_{cđ}$, còn enthalpy của sản phẩm được kí hiệu bằng chữ H_{sp}.

2. Biến thiên enthalpy

Biến thiên enthalpy (ΔH_r) của phản ứng được tính theo công thức:

$$\Delta_r H = \sum H_{sp} - \sum H_{cđ}$$

Hầu hết các quá trình hoá học trong thực tế xảy ra ở điều kiện áp suất khí quyển (áp suất không đổi, p = 1 bar) nên biến thiên enthalpy ($\Delta_r H$) của phản ứng ở điều kiện này chính là nhiệt lượng toả ra hoặc thu vào của phản ứng (hay còn gọi là nhiệt phản ứng):

$$\Delta_r H = \sum H_{sp} - \sum H_{cđ}$$

Với các phản ứng toả nhiệt, tổng năng lượng của các sản phẩm nhỏ hơn tổng năng lượng của chất phản ứng nên năng lượng dư ra sẽ được giải phóng và toả vào môi trường:

$$\sum H_{sp} < \sum H_{cđ} \Rightarrow \Delta_r H < 0.$$

Với các phản ứng thu nhiệt, tổng năng lượng của sản phẩm lớn hơn tổng năng lượng của các chất phản ứng thì cần lấy thêm năng lượng dưới dạng nhiệt từ môi trường để phản ứng hoá học xảy ra: $\sum H_{sp} > \sum H_{cđ} \Rightarrow \Delta_r H > 0$.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Khởi động: GV có thể yêu cầu HS trình bày những hiểu biết của mình về năng lượng nhiệt, những nghề nghiệp liên quan đến năng lượng nhiệt. Gợi ý: từ thời tiền sử con người đã biết đốt cháy củi để sưởi ấm, nấu chín thức ăn, xua đuổi thú dữ,... Ngày nay, con người đã biết sử dụng rất nhiều các phản ứng hoá học để chuyển đổi, tích trữ thành các dạng năng lượng như năng lượng nhiệt (nhiên liệu), năng lượng điện (acquy),... Trong đó năng lượng nhiệt sinh ra từ các phản ứng hoá học là rất quan trọng giúp con người thực hiện các hoạt động sống và phục vụ cho các ngành sản xuất khác nhau.

Hoạt động 1. PHẢN ỨNG TOẢ NHIỆT, PHẢN ỨNG THU NHIỆT

GV có thể chiếu các hình ảnh đốt cháy củi, viên sủi tan trong cốc nước và yêu cầu HS trả lời câu hỏi:

1. Khi đốt cháy than củi, nhiệt độ không khí xung quanh đám củi cháy biến đổi như thế nào?

2. Khi cho viên sủi vào nước, sau khi viên sủi tan hết, nhiệt độ trong cốc nước biến đổi như thế nào?

GV hướng dẫn HS đưa ra khái niệm về phản ứng thu nhiệt và phản ứng toả nhiệt.

Phản ứng toả nhiệt là các phản ứng truyền nhiệt từ các chất phản ứng ra ngoài môi trường.

Phản ứng thu nhiệt là các phản ứng lấy nhiệt từ môi trường vào các chất phản ứng.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 1 trong SGK.

GV yêu cầu HS lấy ví dụ thực tế.

GV tổ chức cho HS thực hiện thí nghiệm *Theo dõi sự thay đổi nhiệt độ của phản ứng trung hoà*.

Dung dịch HCl và dung dịch NaOH cần pha sẵn từ trước, để nhiệt độ ổn định bằng nhau. Sau khi rót dung dịch HCl vào cốc, chỉnh đầu nhiệt kế cách mặt dung dịch 1/3 chiều cao chất lỏng trong cốc. Sau khi rót tiếp dung dịch NaOH thì không cần chỉnh lại nhiệt kế.

Hoạt động 2. BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG

1. Biến thiên enthalpy

Đồng nhất khái niệm biến thiên enthalpy với nhiệt phản ứng (trong điều kiện áp suất không đổi). Lấy ví dụ minh hoạ.

2. Biến thiên enthalpy chuẩn

– Định nghĩa điều kiện chuẩn (nhiệt độ 25 °C, áp suất 1 bar).

– Giải thích: biến thiên enthalpy của mỗi phản ứng đều phụ thuộc điều kiện tiến hành; cần có điều kiện chuẩn để so sánh nhiệt lượng toả ra hay thu vào của các phản ứng là lớn hay nhỏ.

3. Ý nghĩa của biến thiên enthalpy

– Cho biết phản ứng toả nhiệt (dấu âm) hay thu nhiệt (dấu dương).

– Cho biết, phản ứng càng toả nhiều nhiệt càng dễ xảy ra. Lấy ví dụ.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 3, 4, 5 trong SGK.

Hoạt động 3. TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG THEO NHIỆT TẠO THÀNH

1. Khái niệm nhiệt tạo thành

Giải thích khái niệm nhiệt tạo thành, cho HS lấy ví dụ.

2. Tính biến thiên enthalpy phản ứng theo nhiệt tạo thành

Hướng dẫn HS sử dụng công thức tính biến thiên enthalpy của phản ứng thông qua nhiệt tạo thành các chất.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 6, 7 trong SGK.

Hoạt động 4. TÍNH BIẾN THIÊN ENTHALPY CỦA PHẢN ỨNG THEO NĂNG LƯỢNG LIÊN KẾT

– Giải thích khái niệm năng lượng liên kết, cho HS lấy ví dụ.

– Hướng dẫn HS sử dụng công thức tính biến thiên enthalpy của phản ứng theo năng lượng liên kết của các chất đầu và các chất sản phẩm.

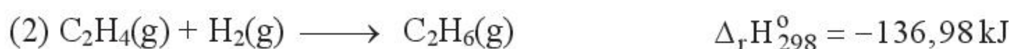
GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 8, 9 trong SGK.

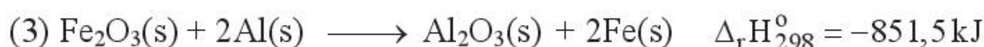
V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Phản ứng nhiệt phân $KMnO_4$ chỉ xảy ra khi đun nóng, nếu ngừng đun thì phản ứng cũng dừng. Vậy đó là phản ứng thu nhiệt.

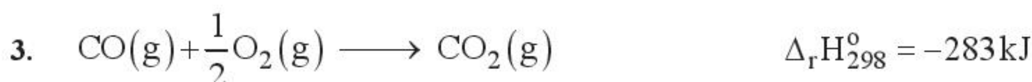
2.

(1) $CaCO_3(s) \longrightarrow CaO(s) + CO_2(g)$ $\qquad \Delta_r H^o_{298} = +176,0\,kJ$


(2) $C_2H_4(g) + H_2(g) \longrightarrow C_2H_6(g)$ $\qquad \Delta_r H^o_{298} = -136,98\,kJ$


(3) $Fe_2O_3(s) + 2Al(s) \longrightarrow Al_2O_3(s) + 2Fe(s)$ $\qquad \Delta_r H^o_{298} = -851,5\,kJ$

Trong các phản ứng trên, phản ứng (1) thu nhiệt, phản ứng (2) và (3) toả nhiệt.

3.

$CO(g) + \frac{1}{2}O_2(g) \longrightarrow CO_2(g) \qquad \Delta_r H^o_{298} = -283\,kJ$

Ở điều kiện 1 bar và 25^oC, 1 kg khí CO khi cháy hết thì toả ra nhiệt lượng:

$$\Delta H = \frac{2,479}{24,79} \cdot (-283) = -28,3\ (kJ)$$

4. Cần cho từ từ từng viên CaO vào bể nước dư.

5. a) Mức năng lượng của graphite thấp hơn kim cương, graphite bền vững hơn.

b) Trong phản ứng xác định nhiệt tạo thành của CO_2, carbon ở dạng graphite.

6. Vậy: $\Delta_r H^o_{298} = 2 \cdot \Delta_f H^o_{298}(CO_2) + 3 \cdot \Delta_f H^o_{298}(H_2O) - \Delta_f H^o_{298}(C_2H_6)$

$= 2 \cdot (-393,5) + 3 \cdot (-285,8) - (-84,7) = -1\,559,7$ (kJ)

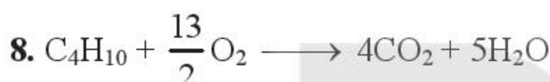


7. a) Ta có: $N \equiv N + O{=}O \longrightarrow 2N + 2O \longrightarrow 2NO$

Vậy: $\Delta_r H^o_{298} = E_b(N \equiv N) + E_b(O{=}O) - 2 \cdot E_b(NO)$

$= 945 + 494 - 2 \cdot 607 = +225$ (kJ).

b) Năng lượng cần cung cấp để phá vỡ liên kết trong phân tử nitrogen và oxygen là rất lớn, trong khi phản ứng trên lại thu nhiệt nên chỉ có thể xảy ra ở nhiệt độ cao hoặc khi có tia lửa điện.



8. $C_4H_{10} + \frac{13}{2}O_2 \longrightarrow 4CO_2 + 5H_2O$

$\Delta H = 3E_{C-C} + 10E_{C-H} + \frac{13}{2}E_{O=O} - 8E_{C=O} - 10E_{O-H}$

$= 3 \cdot 346 + 10 \cdot 418 + 6,5 \cdot 494 - 8 \cdot 732 - 10 \cdot 459 = -2\,017$ (kJ).

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "trình bày"; "mô tả", "chọn phương án đúng" về các khái niệm phản ứng toả nhiệt, phản ứng thu nhiệt, điều kiện chuẩn, nhiệt tạo thành, năng lượng liên kết.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi "tính toán" về biến thiên enthalpy của phản ứng hoá học theo nhiệt tạo thành và theo năng lượng liên kết.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh", "đánh giá" về mức độ thuận lợi của phản ứng, độ bền vững của các chất dựa theo biến thiên enthalpy (kèm theo giải thích), "đề xuất" về mô hình thiết bị tận dụng nhiệt phản ứng, thiết bị đo nhiệt phản ứng.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về phản ứng hoá học, kèm theo các tính toán biến thiên enthalpy.

Bài 18. ÔN TẬP CHƯƠNG 5

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

Câu 1. $\Delta H > 0$, phản ứng thu nhiệt.

Năng lượng thu vào lớn hơn năng lượng toả ra.

Vậy nên sản phẩm (P trắng) có mức năng lượng cao hơn (tức kém bền hơn) chất phản ứng (P đỏ).

Câu 2. Đáp án A.

Nhiệt tạo thành của một chất là biến thiên enthalpy của phản ứng tạo thành 1 mol chất đó từ các đơn chất ở dạng bền vững nhất, ở một điều kiện nhiệt độ và áp suất xác định. Trong trường hợp này, cần tính nhiệt tạo thành của phản ứng $C + \frac{1}{2}O_2 \longrightarrow CO$ ở 298K, 1 atm.

$$\Delta_r H^o_{298} = \Delta_f H^o_{298}(CO_2) - \Delta_f H^o_{298}(CO) = -283,0 \text{ (kJ)}$$

$$\Rightarrow \Delta_f H^o_{298}(CO) = 283,0 - 393,5 = -110,5 \text{ (kJ)}$$

Nhiệt tạo thành của CO là –110,5 kJ.

Câu 3. Đáp án A.

Ở bài tập này HS cần chú ý: phản ứng toả nhiệt nên $\Delta H < 0$.

$$\Delta_r H^o_{298} = -2803,0 \text{ kJ/mol}$$

Số mol glucose: $\frac{500 \cdot 1,02 \cdot 5\%}{180} = 0,14167$ (mol)

$Q = 2803,0 \cdot 0,14167 = 397,1$ (kJ).

Câu 4. Đáp án A.

$$\Delta_r H^o_{298} = 2E_b(C{-}C) + 8 \cdot E_b(C{-}H) - E_b(C{=}C) - 8 \cdot E_b(C{-}H)$$

$$= 2 \cdot 346 - 612 = +80 \text{ (kJ)}.$$

Câu 5. Ta có: $\Delta_r H^o_{298} = \Delta_f H^o_{298}(CO_2) + 2\Delta_f H^o_{298}(H_2O) - \Delta_f H^o_{298}(CH_4) - 2\Delta_f H^o_{298}(O_2)$.

$$-890,3 = (-393,5) + 2.(-285,8) - \Delta_f H^o_{298}(CH_4)$$

$$\Delta_f H^o_{298}(CH_4) = 890,3 - 393,5 + 2.(-285,8) = -74,8 \text{ (kJ/mol)}$$

$$\Delta_f H^o_{298}(CH_4) = -74,8 \text{ kJ/mol}.$$

Lưu ý: $\Delta_f H^o_{298}(O_2) = 0$ kJ/mol.

Câu 6. Nhiệt đốt cháy 1 kg cồn: $\frac{-1365 \cdot 1000}{46}$ = –29 673,9 (kJ).

Nhiệt đốt cháy 1 kg stearin: $\frac{-35\,807 \cdot 1000}{890}$ = –40 232,6 (kJ).

Mỡ lợn cháy toả nhiều nhiệt hơn cồn.

Câu 7. Biến thiên enthalpy được tính theo công thức:

$$\Delta_r H^o_{298} = (6E_{C-H} + 2E_{C-C} + E_{C=O} + 4E_{O=O}) - (6E_{C=O} + 6E_{O-H})$$

$$= 6 \cdot 418 + 2 \cdot 346 + 732 + 4 \cdot 494 - 6 \cdot 732 - 6 \cdot 459$$

$$= -1\,238 \text{ (kJ/mol)}.$$

Câu 8. Gọi số mol C_3H_8 là a, số mol C_4H_{10} là 2a, ta có: 44a + 58·2a = 12.1000

$\Rightarrow$ a = 75 mol

Nhiệt đốt cháy 12 kg gas là: Q = 75.2220 + 150·2 874 = 597 600 (kJ).

Số ngày sử dụng hết bình gas = $\frac{597\,600}{10\,000 \cdot \frac{100}{80}}$ = 47,808 ≈ 48 (ngày).

Bài 19. TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Trình bày được khái niệm tốc độ phản ứng hoá học và cách tính tốc độ trung bình của phản ứng.

– Viết được biểu thức tốc độ phản ứng theo hằng số tốc độ phản ứng và nồng độ (còn gọi là định luật tác dụng khối lượng, chỉ đúng cho phản ứng đơn giản nên không tuỳ ý áp dụng cho mọi phản ứng). Từ đó nêu được ý nghĩa hằng số tốc độ phản ứng.

– Thực hiện được một số thí nghiệm nghiên cứu và giải thích được các yếu tố ảnh hưởng tới tốc độ phản ứng (nồng độ, nhiệt độ, áp suất, diện tích bề mặt, chất xúc tác).

– Nêu được ý nghĩa của hệ số nhiệt độ Van't Hoff.

– Vận dụng được kiến thức tốc độ phản ứng hoá học vào việc giải thích một số vấn đề trong cuộc sống và sản xuất.

II CHUẨN BỊ

– Phiếu học tập.

– Hình ảnh các phản ứng hoá học xảy ra nhanh và chậm như:

+ Phản ứng nhanh: phản ứng cháy, nổ, phản ứng chuẩn độ.

+ Phản ứng chậm: phản ứng lên men rượu, men giấm, phản ứng tạo gỉ sắt,...

– Dụng cụ và hoá chất: như mô tả trong các thí nghiệm.

– Các hình ảnh, mô hình liên quan đến ảnh hưởng của các yếu tố: nồng độ, áp suất, nhiệt độ, diện tích bề mặt tiếp xúc, chất xúc tác đến tốc độ phản ứng.

Ví dụ: hệ thống thiết bị phản ứng tổng hợp ammonia, xúc tác rắn dạng bột,...

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Khái niệm tốc độ phản ứng

Tốc độ phản ứng được định nghĩa là sự biến thiên số phân tử chất trong phản ứng (chất đầu hoặc chất sản phẩm) trong một đơn vị thể tích và đơn vị thời gian.

Xét phản ứng: $a_1A_1 + a_2A_2 + ... \longrightarrow b_1B_1 + b_2B_2 + ...$

Nếu phản ứng xảy ra trong điều kiện thể tích không đổi, tốc độ phản ứng thường được tính bằng biến thiên nồng độ chất trong một đơn vị thời gian:

$$v = -\frac{dC_{A_1}}{a_1dt} = -\frac{dC_{A_2}}{a_2dt} = ... = \frac{dC_{B_1}}{b_1dt} = \frac{dC_{B_2}}{b_2dt}$$

Khi xét sự biến thiên nồng độ chất trong một khoảng thời gian Δt, biến thiên nồng độ trong khoảng này sẽ là ΔC. Khi đó, tốc độ phản ứng tính được sẽ là tốc độ phản ứng trung bình.

$$v_{tb} = -\frac{\Delta C_{A_1}}{a_1\Delta t} = -\frac{\Delta C_{A_2}}{a_2\Delta t} = ... = \frac{\Delta C_{B_1}}{b_1\Delta t} = \frac{\Delta C_{B_2}}{b_2\Delta t}$$

Thứ nguyên của tốc độ phản ứng là: lượng chất/(thể tích · thời gian).

Ví dụ: mol/(L·s), mol/(L·h),…

Đối với các phản ứng dị thể rắn – lỏng hoặc rắn – khí, tốc độ phản ứng phụ thuộc diện tích bề mặt tiếp xúc. Khi đó tốc độ phản ứng có thứ nguyên là: lượng chất/(diện tích·thời gian).

Ví dụ: mol/(m^2·s), mol/(cm^2·h),…

2. Định tính và định lượng tốc độ phản ứng

Để xác định định tính sự nhanh/chậm của một phản ứng, có thể dựa trên tốc độ thoát khí, tốc độ xuất hiện kết tủa, tốc độ thay đổi màu sắc của chất tham gia phản ứng.

Để xác định định lượng tốc độ phản ứng, có thể dùng nhiều cách như:

– Chuẩn độ để xác định sự thay đổi nồng độ theo thời gian (đối với các phản ứng như ester hoá, xà phòng hoá,…).

– Cân để theo dõi sự thay đổi khối lượng theo thời gian (đối với các phản ứng có thoát khí và khối lượng khí đủ lớn để theo dõi bằng cách cân khối lượng).

– Đo thể tích khí thoát ra theo thời gian (đối với phản ứng có thoát khí).

– Xác định sự đổi màu (so độ màu) của dung dịch theo thời gian (đối với phản ứng liên quan đến sự thay đổi màu sắc của dung dịch. Ví dụ, oxalic acid phản ứng với potassium permanganate, khi đó, tốc độ phản ứng còn có thể đo thông qua tốc độ mất màu tím của potassium permanganate).

Đối với CTGDPT 2018 môn Hoá học, chủ yếu đo tốc độ phản ứng thông qua đo thể tích khí thoát ra theo thời gian.

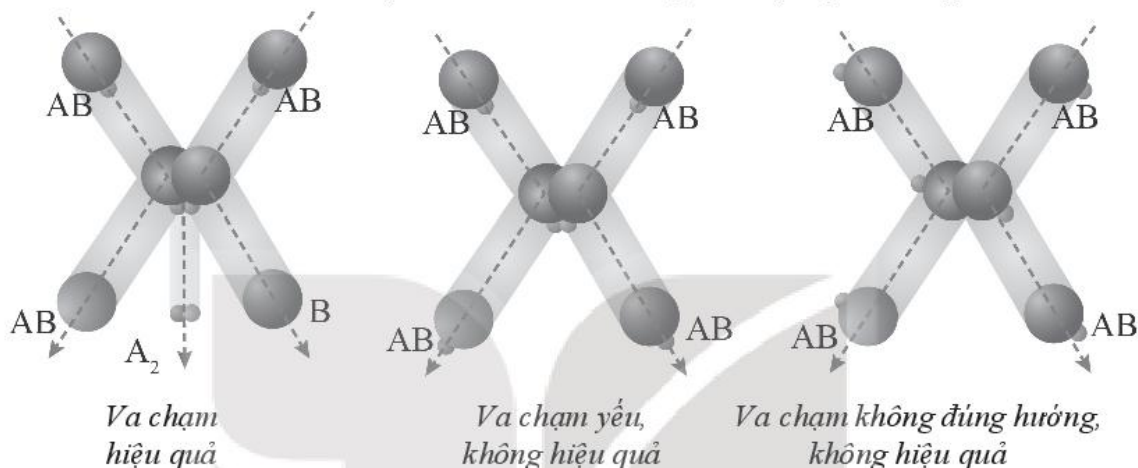
3. Thuyết va chạm và năng lượng hoạt hoá

Giả sử có phản ứng: $AB + AB \longrightarrow A_2 + 2B$

Nếu hai phân tử AB va chạm vào nhau quá nhẹ, chúng sẽ bật trở lại mà không có bất kì biến đổi nào ở lớp vỏ electron. Trong trường hợp khác, nếu va chạm đủ mạnh nhưng không đúng hướng, các liên kết mới cũng sẽ không thể hình thành.

Điều kiện để va chạm gây ra phản ứng là va chạm phải đủ mạnh (có năng lượng đủ cao) và đúng hướng để phá vỡ liên kết cũ và hình thành liên kết mới. Những va chạm này được gọi là va chạm hiệu quả.

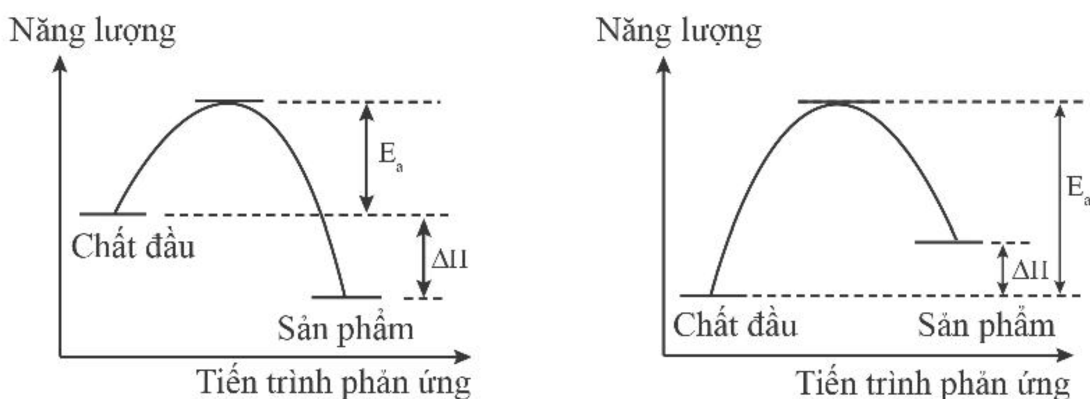
Hình 19.1 mô tả va chạm hiệu quả và va chạm không hiệu quả giữa hai phân tử AB:



Hình 19.1. *Va chạm hiệu quả và va chạm không hiệu quả*

Đây là nội dung *thuyết va chạm*. Ta có thể dùng thuyết này để giải thích một cách đơn giản ảnh hưởng của nhiều yếu tố (như nồng độ, áp suất, nhiệt độ,...) đến tốc độ phản ứng.

Để va chạm giữa các tiểu phân là va chạm hoạt động, va chạm đó phải có một năng lượng tối thiểu. Giá trị năng lượng này đặc trưng với mỗi phản ứng và thường được gọi là năng lượng hoạt hoá – E_a. Khi các tiểu phân có năng lượng lớn hơn hoặc bằng E_a, va chạm giữa các tiểu phân mới đủ mạnh để gây phản ứng. Ta có thể hình dung về năng lượng hoạt hoá đối với phản ứng toả nhiệt và thu nhiệt như Hình 19.2.



a) Phản ứng toả nhiệt ($\Delta H < 0$) *b) Phản ứng thu nhiệt ($\Delta H > 0$)*

Hình 19.2. *Năng lượng hoạt hoá đối với phản ứng toả nhiệt và phản ứng thu nhiệt*

4. Định luật tác dụng khối lượng

Định luật tác dụng khối lượng mô tả ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng.

Xét phản ứng ở dạng tổng quát như sau:



$$a_1A_1 + a_2A_2 \longrightarrow b_1B_1 + b_2B_2$$

Tốc độ phản ứng tức thời có thể được xác định bằng biểu thức của định luật tác dụng khối lượng như sau:

$$v = k.C_{A_1}^{x}.C_{A_2}^{y}$$

– Các số mũ x và y có thể có giá trị nguyên hoặc không nguyên, được xác định từ thực nghiệm. Nói chung, $x \neq a_1$, $y \neq a_2$. Trong trường hợp một số ít phản ứng đơn giản thì $x = a_1$, $y = a_2$.

Ví dụ:

Phản ứng phân huỷ: $CH_3OCH_3 \longrightarrow CH_4 + CO + H_2$ là phản ứng bậc 1.

Phản ứng este hoá: $CH_3COOH + C_2H_5OH \longrightarrow CH_3COOC_2H_5 + H_2O$ là phản ứng bậc 2.

– Hằng số tốc độ k là đại lượng đặc trưng cho mỗi phản ứng và chỉ phụ thuộc vào nhiệt độ mà không phụ thuộc vào nồng độ chất phản ứng:

$$k = k_o.e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

Trong đó k_o là một hằng số. Có thể thấy: khi phản ứng có E_a càng lớn thì hằng số tốc độ càng nhỏ và tốc độ phản ứng càng nhỏ.

5. Quy tắc thực nghiệm Van't Hoff

Gọi v_{T_1} là tốc độ phản ứng tại nhiệt độ T_1, v_{T_2} là tốc độ phản ứng tại nhiệt độ T_2. Quy tắc thực nghiệm Van't Hoff viết ở dạng tổng quát như sau:

$$\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$$

Trong đó γ có giá trị khoảng từ 2 đến 4.

Quy tắc này chỉ đúng trong khoảng nhiệt độ không lớn lắm và nhìn chung chỉ đúng với phản ứng xảy ra trong hệ đồng thể.

Trong quá trình nghiên cứu, các nhà khoa học nhận ra có nhiều phản ứng không tuân theo quy tắc thực nghiệm Van't Hoff. Ví dụ điển hình là các phản ứng có xúc tác, hệ số nhiệt độ $\gamma < 2$. Trong khi đó nhiều phản ứng cháy, nổ có hệ số nhiệt độ $\gamma > 4$.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

HS dễ dàng phân biệt được sự nhanh chậm của phản ứng hoá học thông qua các hiện tượng: nhanh/chậm xuất hiện kết tủa, nhanh/chậm giải phóng khí, nhanh/chậm mất màu,… HS sẽ dễ dàng phân biệt được sự khác nhau về tốc độ phản ứng của các phản ứng khác

nhau. Từ đó, HS hiểu được khái niệm tốc độ phản ứng. Tuy nhiên, HS sẽ gặp khó khăn trong việc tính toán định lượng tốc độ phản ứng. Tốc độ phản ứng gồm hai loại: tốc độ phản ứng tức thời và tốc độ phản ứng trung bình. Đây đều là những khái niệm mới. GV nên có những liên hệ để HS hiểu rõ 2 khái niệm này. Trong chương trình không yêu cầu nêu khái niệm *tốc độ phản ứng tức thời* nên GV không cần đi sâu phân tích khái niệm này. GV có thể chỉ nêu khái niệm *tốc độ phản ứng tức thời* khi phân tích để HS hiểu sâu về *tốc độ phản ứng trung bình*. Trong mục tiêu cần đạt của bài này, HS chỉ cần biết cách tính tốc độ phản ứng trung bình.

Để phân biệt tốc độ phản ứng tức thời và tốc độ phản ứng trung bình, GV có thể so sánh với vận tốc trong chuyển động (là khái niệm vật lí mà HS đã quen thuộc). Ta có thể liên hệ để thấy có sự tương tự giữa khái niệm tốc độ chuyển động của một vật và tốc độ của một phản ứng hoá học.

Chuyển động	Tốc độ mô tả mức độ nhanh chậm của chuyển động.	Tốc độ trung bình của chuyển động mô tả mức độ nhanh chậm của chuyển động trong một khoảng thời gian xác định, được tính bằng quãng đường đi được trong một đơn vị thời gian.	Tốc độ tức thời mô tả mức độ nhanh chậm của một chuyển động tại một thời điểm xác định.
Phản ứng hoá học	Tốc độ phản ứng mô tả mức độ nhanh chậm của một phản ứng hoá học	Tốc độ phản ứng trung bình mô tả mức độ nhanh chậm của phản ứng trong một khoảng thời gian xác định, được tính bằng biến thiên lượng chất trong một đơn vị thời gian.	Tốc độ phản ứng tức thời mô tả mức độ nhanh chậm của một phản ứng tại một thời điểm xác định.

Hoạt động 1. KHÁI NIỆM TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG HOÁ HỌC

GV gợi ý để HS nhận xét về sự thay đổi lượng chất đầu và chất sản phẩm khi phản ứng xảy ra. Từ đó hiểu rõ đồ thị trong hình 19.1 SGK.

GV yêu cầu HS nêu kết luận về liên hệ giữa tốc độ phản ứng và sự biến đổi nồng độ các chất trong phản ứng, từ đó trả lời câu hỏi trong SGK.

GV có thể nêu các ví dụ trong đời sống và trong kĩ thuật để HS hình thành khái niệm về tốc độ phản ứng. GV yêu cầu HS lấy thêm các ví dụ để minh hoạ cho các phản ứng nhanh, chậm.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 1 trong SGK.

Lưu ý: Đồ thị sự thay đổi lượng chất theo thời gian còn được gọi là đường cong động học của phản ứng. GV nên phân tích kĩ để HS nắm bắt được đồ thị này: theo thời gian, lượng chất đầu giảm (đồ thị đi xuống), lượng chất sản phẩm tăng (đồ thị đi lên).

Hoạt động 2. TỐC ĐỘ TRUNG BÌNH CỦA PHẢN ỨNG

GV có thể gợi mở, so sánh để HS hiểu được: tốc độ phản ứng thay đổi theo thời gian (có thể liên hệ từ tốc độ tức thời và tốc độ trung bình trong chuyển động). Từ đó suy ra, để đặc trưng cho sự nhanh chậm của phản ứng trong một khoảng thời gian, ta dùng đại lượng tốc độ phản ứng trung bình.

GV hướng dẫn HS tính tốc độ trung bình của phản ứng phân huỷ H_2O_2 trong các khoảng thời gian theo ví dụ đã có trong SGK. Từ đó HS hình thành kĩ năng tính tốc độ phản ứng trung bình, hiểu được vì sao trong công thức tính có sự xuất hiện của dấu "–" trước biến thiên nồng độ chất đầu.

GV hướng dẫn HS đọc bài để hiểu công thức tính tốc độ phản ứng trung bình theo các chất khác nhau của phản ứng tổng hợp NH_3. GV có thể lấy số liệu cụ thể để HS áp dụng công thức, tính được tốc độ phản ứng trung bình.

Ví dụ: Thực hiện một thí nghiệm tổng hợp ammonia từ nitrogen và hydrogen. Tại thời điểm ban đầu, nồng độ nitrogen và hydrogen lần lượt là 1,5 mol/L và 3 mol/L, chưa có ammonia. Sau 30 phút, xác định được nồng độ ammonia là 0,036 mol/L.

a) Tính tốc độ trung bình của phản ứng này.

b) Tính nồng độ của nitrogen và hydrogen sau 30 phút.

Hướng dẫn giải:

a) $v_{tb} = \dfrac{\Delta C_{NH_3}}{2\Delta t} = \dfrac{0,036}{2 \cdot 30} = 0,0006$ mol/(L.phút).

b) Ta có: $v_{tb} = -\dfrac{\Delta C_{N_2}}{\Delta t} = \dfrac{\Delta C_{H_2}}{3\Delta t} = 0,0006$ mol/(L.phút).

Vậy: $\Delta C_{N_2} = -\,0,036\,\text{mol/L} \Rightarrow C_{N_2} = 1,464\,\text{mol/L}$.

$\Delta C_{H_2} = -\,0,054\,\text{mol/L} \Rightarrow C_{H_2} = 2,946\,\text{mol/L}$.

GV có thể lấy thêm các ví dụ khác để HS tính. Chỉ nên dùng các phản ứng đồng thể như phản ứng trong pha khí, phản ứng trong dung dịch. Có thể đưa các câu hỏi này thành phiếu học tập.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 2 trong SGK.

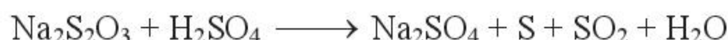
Lưu ý:

– Tốc độ phản ứng được tính theo sự biến thiên của lượng chất (nồng độ mol, khối lượng, hoặc thể tích chất khí), nhưng trong các biểu thức này ta chủ yếu viết theo sự biến thiên nồng độ.

– Đối với HS khá và giỏi, GV có thể yêu cầu viết biểu thức tốc độ phản ứng trung bình đối với phản ứng tổng quát.

Hoạt động 3. ẢNH HƯỞNG CỦA NỒNG ĐỘ ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

HS quan sát thí nghiệm: ảnh hưởng của nồng độ $Na_2S_2O_3$ đến tốc độ phản ứng (cách tiến hành đã được trình bày trong SGK).



$$Na_2S_2O_3 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2SO_4 + S + SO_2 + H_2O$$

HS nhận xét: khi nồng độ $Na_2S_2O_3$ càng cao, tốc độ phản ứng càng nhanh (thể hiện thông qua thời gian để không còn nhìn thấy vạch chữ X càng ngắn). Từ đó kết luận về ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng.

GV nêu vấn đề: Thực nghiệm đã chứng minh ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng, vậy biểu thức liên hệ sẽ như thế nào? Từ đó, GV hướng dẫn HS đọc hiểu và trình bày được phương trình tốc độ của phản ứng, ý nghĩa của hằng số tốc độ phản ứng.

Để giải thích ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng: GV hướng dẫn HS tìm hiểu khái niệm va chạm hiệu quả (va chạm đúng hướng và có năng lượng đủ mạnh), liên hệ giữa số va chạm hiệu quả và tốc độ phản ứng.

Có thể nêu thêm một số ví dụ thực tế về ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng: để điều chế chlorine từ $KMnO_4$ và HCl cần dùng HCl đặc, nếu nồng độ HCl chỉ khoảng 1 M thì phản ứng vô cùng chậm, hầu như không có khí thoát ra.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 3 trong SGK.

Lưu ý:

– Khi tiến hành thí nghiệm: cần đặt mắt quan sát theo phương thẳng đứng, vuông góc với đáy bình tam giác.

– Phương trình tốc độ của phản ứng còn được gọi là biểu thức của định luật tác dụng khối lượng.

– Chỉ một số phản ứng đơn giản, tốc độ phản ứng tỉ lệ thuận với nồng độ của các chất tham gia phản ứng với số mũ là hệ số tỉ lượng của chất đó trong phương trình hoá học. GV có thể mở rộng: với các phản ứng phức tạp, số mũ khác với hệ số tỉ lượng và được xác định dựa vào thực nghiệm.

Hoạt động 4. ẢNH HƯỞNG CỦA ÁP SUẤT ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

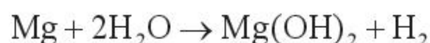
GV gợi mở để HS nhận thấy mối liên hệ giữa nồng độ và áp suất chất khí. Từ đó nêu ảnh hưởng của áp suất đến tốc độ phản ứng.

GV yêu cầu HS nhận xét: Khi tăng áp suất thì chất lỏng hoặc chất rắn có bị nén không? Từ đó kết luận áp suất không ảnh hưởng tới phản ứng chỉ có chất lỏng hoặc chất rắn.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 4, 5 trong SGK.

Hoạt động 5. ẢNH HƯỞNG CỦA NHIỆT ĐỘ ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

HS quan sát thí nghiệm: Nghiên cứu ảnh hưởng của nhiệt độ đến tốc độ phản ứng (cách tiến hành đã được trình bày trong SGK):



$$Mg + 2H_2O \rightarrow Mg(OH)_2 + H_2$$

HS nhận xét: khi nhiệt độ càng cao, tốc độ phản ứng càng nhanh (thể hiện thông qua phản ứng thoát khí mãnh liệt). Từ đó kết luận về ảnh hưởng của nồng độ đến tốc độ phản ứng.

GV nêu vấn đề: thực nghiệm đã chứng minh ảnh hưởng của nhiệt độ đến tốc độ phản ứng. Vậy, muốn tính toán định lượng ảnh hưởng của nhiệt độ thì ta có thể áp dụng biểu thức nào? Từ đó, GV hướng dẫn HS đọc hiểu và trình bày được biểu thức Van't Hoff, ý nghĩa của hệ số nhiệt độ.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 6, 7, 8 trong SGK.

Lưu ý:

– Quy tắc Van't Hoff hoàn toàn xác định từ thực nghiệm. Quy tắc này đúng với khoảng nhiệt độ không lớn lắm (thường dưới 100 ^{o}C).

– Biểu thức của quy tắc Van't Hoff trình bày trong SGK là dạng đơn giản của biểu thức tổng quát (đã trình bày trong phần III của bài này).

Hoạt động 6. ẢNH HƯỞNG CỦA DIỆN TÍCH BỀ MẶT ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

HS quan sát thí nghiệm: Nghiên cứu ảnh hưởng của diện tích bề mặt đến tốc độ phản ứng (cách tiến hành đã được trình bày trong SGK):



$$CaCO_3 + 2HCl \longrightarrow CaCl_2 + CO_2 + H_2O$$

HS nhận xét: khi diện tích bề mặt tiếp xúc càng lớn, tốc độ phản ứng càng nhanh (thể hiện thông qua phản ứng thoát khí mãnh liệt). Từ đó kết luận về ảnh hưởng của diện tích bề mặt tiếp xúc đến tốc độ phản ứng.

GV yêu cầu HS giải thích ảnh hưởng của diện tích bề mặt tiếp xúc đến tốc độ phản ứng.

GV có thể yêu cầu HS nêu thêm một số ví dụ thực tế về ảnh hưởng của diện tích bề mặt tiếp xúc đến tốc độ phản ứng. GV gợi mở để HS thảo luận cách để làm tăng diện tích bề mặt tiếp xúc.

Lưu ý: Chỉ trong phản ứng của sự tham gia của pha rắn mới xét đến ảnh hưởng diện tích bề mặt tiếp xúc đến tốc độ phản ứng.

Hoạt động 7. ẢNH HƯỞNG CỦA CHẤT XÚC TÁC ĐẾN TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

HS quan sát thí nghiệm: Nghiên cứu ảnh hưởng của xúc tác đến tốc độ phản ứng (cách tiến hành đã được trình bày trong SGK):



$$H_2O_2 \longrightarrow H_2O + O_2$$

HS nhận xét: khi có xúc tác, tốc độ phản ứng tăng (thể hiện thông qua phản ứng thoát khí mãnh liệt).

GV gợi ý để HS nhận xét: với cùng một lượng xúc tác, nếu viên xúc tác MnO_2 càng nhỏ, tốc độ phản ứng càng nhanh (liên hệ giữa diện tích bề mặt tiếp xúc của chất xúc tác đến tốc độ phản ứng); sau phản ứng, khối lượng chất xúc tác không thay đổi.

GV gợi mở để HS thảo luận: chất xúc tác làm phản ứng xảy ra qua nhiều giai đoạn, mỗi giai đoạn có năng lượng hoạt hoá thấp nên xảy ra dễ dàng hơn.

GV có thể yêu cầu HS nêu thêm một số ví dụ thực tế về ảnh hưởng của chất xúc tác đến tốc độ phản ứng.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 9 trong SGK.

Lưu ý:

– Xúc tác thường được chia làm hai loại là xúc tác đồng thể và xúc tác dị thể.

Diện tích bề mặt tiếp xúc của xúc tác dị thể ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng.

Nồng độ xúc tác đồng thể ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng.

– Xúc tác chỉ làm tăng tốc độ phản ứng chứ không gây ra phản ứng.

– Một số chất có khả năng làm chậm tốc độ phản ứng, được gọi là chất ức chế.

Hoạt động 8. ỨNG DỤNG CỦA VIỆC THAY ĐỔI TỐC ĐỘ PHẢN ỨNG

GV gợi mở để HS nêu các ví dụ về ứng dụng tăng, giảm tốc độ phản ứng trong đời sống hằng ngày và trong kĩ thuật công nghệ. Từ đó, HS rút ra kết luận: việc hiểu biết về các yếu tố ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng có ý nghĩa quan trọng trong cuộc sống.

GV có thể cho HS chia nhóm thảo luận, tìm ví dụ về việc điều khiển tốc độ phản ứng.

GV hướng dẫn HS trả lời câu hỏi 10, 11 trong SGK.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. a) Từ đồ thị ta thấy: theo thời gian, nồng độ chất tăng lên. Vậy đồ thị mô tả sự thay đổi theo thời gian của chất sản phẩm, tức là HCl.

b) Đơn vị của tốc độ phản ứng: mol/(L.min).

2. Biểu thức tính tốc độ trung bình của phản ứng $2NO + 2H_2 \longrightarrow N_2 + 2H_2O$ theo sự biến đổi nồng độ chất đầu và chất sản phẩm của phản ứng:

$$v_{tb} = -\frac{\Delta C_{NO}}{2\Delta t} = -\frac{\Delta C_{H_2}}{2\Delta t} = \frac{\Delta C_{N_2}}{\Delta t} = \frac{\Delta C_{H_2O}}{2\Delta t}$$

3. a) Phương trình tốc độ của phản ứng đơn giản $X + Y \longrightarrow 2XY$

$$v = k \cdot C_X \cdot C_Y$$

b) Tại thời điểm đầu, tốc độ phản ứng là:

$$v = 2,5 \cdot 10^{-4} \cdot 0,02 \cdot 0,03 = 1,5 \cdot 10^{-7}\ (mol/(L \cdot s))$$

Tại thời điểm lượng X đã hết một nửa:

Nồng độ X là: 0,01 M.

Nồng độ Y là: 0,02 M.

Tốc độ phản ứng: $v = 2,5 \cdot 10^{-4} \cdot 0,01 \cdot 0,02 = 5 \cdot 10^{-8}\ (mol/(L \cdot s))$.

4. Mối liên hệ giữa nồng độ và áp suất của khí trong hỗn hợp: khi áp suất tăng, nồng độ chất khí tăng.

5. Áp suất ảnh hưởng đến tốc độ phản ứng (1), (2) (là các phản ứng có chất khí tham gia).

6. Khi nhiệt độ tăng thì tốc độ phản ứng tăng vì các hạt (phân tử, nguyên tử hoặc ion) sẽ chuyển động nhanh hơn, số va chạm tăng lên làm số va chạm hiệu quả cũng tăng.

7. Hệ số nhiệt độ cho biết khi nhiệt độ tăng lên 10 °C thì tốc độ phản ứng tăng bao nhiêu lần.

8. a) Hệ số nhiệt độ của phản ứng: $\gamma = 3$.

b) Tốc độ phản ứng ở 40 °C: 0,45 mol/(L·min).

9. Đường cong (b) nằm cao hơn (a), nghĩa là trong cùng một khoảng thời gian, thể tích khí oxygen thoát ra trong trường hợp (b) nhiều hơn (a). Như vậy, tốc độ thoát khí oxygen trong trường hợp (b) nhanh hơn, tương ứng với phản ứng có xúc tác.

10. a) Tăng nồng độ oxygen làm tăng tốc độ phản ứng đốt cháy acetylene.

b) Giảm nhiệt độ làm giảm tốc độ phản ứng phân huỷ gây ôi thiu thức ăn.

c) Thêm xúc tác (nước dưa chua) để làm tăng tốc độ phản ứng lên men trong muối dưa.

11. Một số cách để tăng tốc độ phản ứng tổng hợp ammonia:

– Tăng áp suất (tăng nồng độ) các chất tham gia phản ứng.

– Tăng nhiệt độ.

– Sử dụng xúc tác (Fe). Xúc tác Fe được chế tạo để có diện tích bề mặt tiếp xúc lớn.

Chú ý: trong phản ứng tổng hợp ammonia, ngoài yếu tố tốc độ phản ứng còn có vấn đề chuyển dịch cân bằng. Khi nhiệt độ tăng, tốc độ phản ứng tăng, nhưng cân bằng lại chuyển dịch theo chiều nghịch do đây là phản ứng toả nhiệt. Do đó, trong kĩ thuật, cần phải kết hợp hợp lí hai yếu tố này, tức là thực hiện phản ứng ở nhiệt độ không cao lắm (khoảng 400 °C) để tốc độ phản ứng đủ nhanh và đồng thời không làm cân bằng chuyển dịch mạnh về phía chiều nghịch.

Vấn đề chuyển dịch cân bằng sẽ được trình bày trong chương trình lớp 11.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có cụm từ "hãy nêu"; câu hỏi lựa chọn "yếu tố nào", "phản ứng nào"… về khái niệm tốc độ phản ứng.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi yêu cầu tính toán, áp dụng công thức để tính tốc độ trung bình của phản ứng và tốc độ phản ứng theo định luật tác dụng khối lượng.

– Đánh giá năng lực THTN của HS thông qua các câu hỏi về thực hiện thí nghiệm, quan sát hiện tượng, giải thích kết quả.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "hãy giải thích", "hãy so sánh" khi giải thích ảnh hưởng của các yếu tố đến tốc độ phản ứng.

Bài 20. ÔN TẬP CHƯƠNG 6

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SÁCH GIÁO KHOA

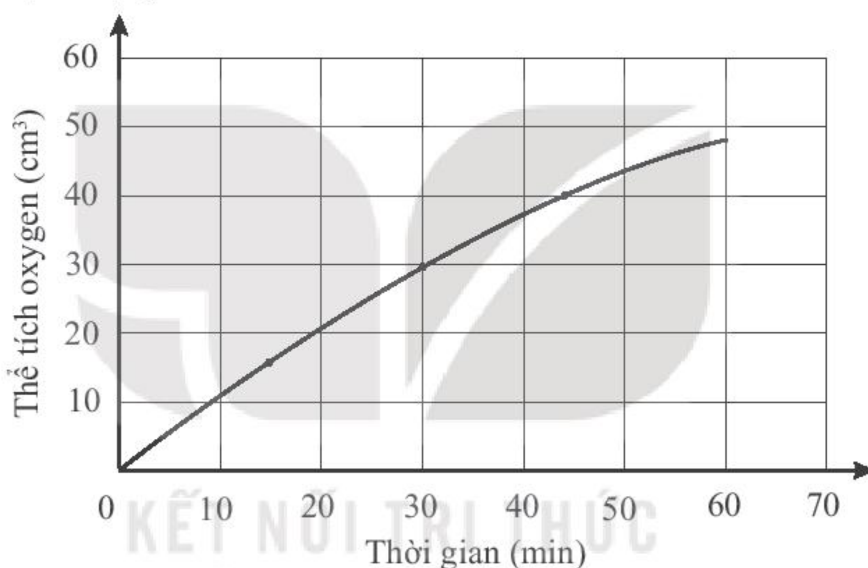
Câu 1. Phản ứng có tốc độ nhanh: (a) đốt nhiên liệu, (c) trung hoà acid – base; phản ứng có tốc độ chậm: (b) sắt bị gỉ.

Câu 2. (a) Tốc độ phản ứng tăng do diện tích bề mặt tiếp xúc của chất tham gia phản ứng tăng.

(b) Tốc độ phản ứng giảm do nồng độ của chất tham gia phản ứng giảm.

(c) Tốc độ phản ứng tăng do nhiệt độ tăng.

Câu 3. a) Đồ thị có dạng:



b) Tốc độ trung bình:

– Trong 15 giây đầu: $v_{tb} = \dfrac{16-0}{15} = 1,07$ (cm^3/min)

– Trong thời gian từ 15 giây đến 30 giây: $v_{tb} = \dfrac{30-16}{15} = 0,93$ (cm^3/min).

– Trong thời gian từ 30 giây đến 45 giây: $v_{tb} = \dfrac{40-30}{15} = 0,67$ (cm^3/min).

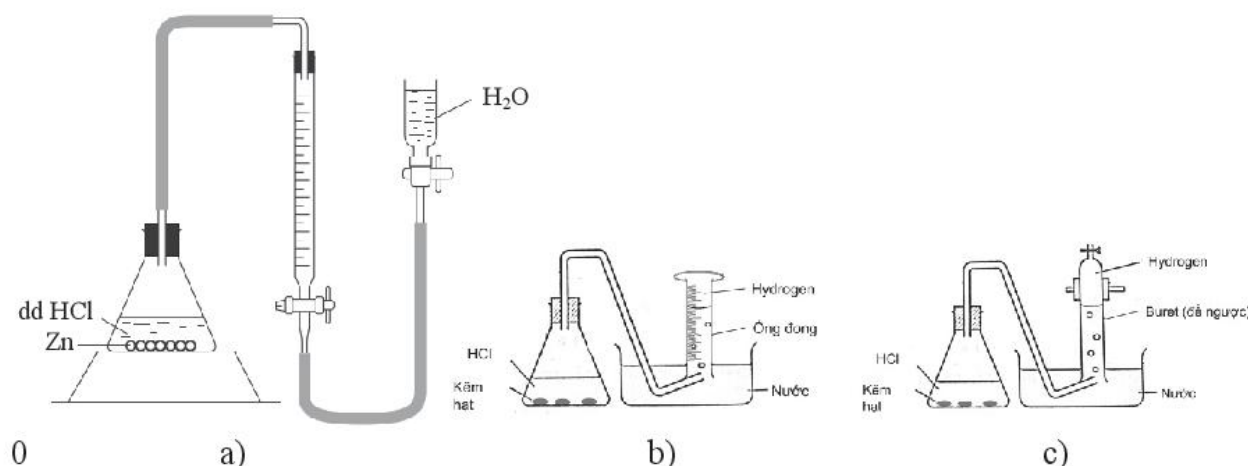
– Trong thời gian từ 45 giây đến 60 giây: $v_{tb} = \dfrac{48-40}{15} = 0,53$ (cm^3/min).

– Theo thời gian, tốc độ phản ứng trung bình giảm.

Câu 4. Phản ứng: $Zn + 2HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$

Tiến hành thí nghiệm trong bình phản ứng ở hai nhiệt độ khác nhau. Một bình ở nhiệt độ phòng, một bình được ngâm trong nước nóng.

Thiết kế thí nghiệm để đo tốc độ thoát khí như Hình 20.1a:



Hình 20.1. Thí nghiệm đo tốc độ thoát khí H_2 trong phản ứng Zn với acid HCl loãng

Thí nghiệm thứ 2 thiết kế tương tự, nhưng bình phản ứng được ngâm trong nước nóng (có thể dùng bể điều nhiệt) (Hình 20.1 b,c).

Các bước đo thể tích khí hydrogen thoát ra theo thời gian như sau:

Bước 1: Lắp bộ dụng cụ như Hình 20.1 a. Cho nước vào bình chứa (chú ý không cho quá đầy), nước sẽ chuyển sang buret.

Bước 2: Cho khoảng 0,2 g kẽm hạt vào bình tam giác.

Bước 3:

– Rót dung dịch HCl vào bình tam giác rồi đậy nút có ống thông với buret.

– Bắt đầu bấm giờ và đọc ngay giá trị V_0 (ứng với thời điểm ban đầu t = 0).

– Di chuyển bình chứa nước sao cho mực chất lỏng trong bình chứa và trong buret luôn bằng nhau. Cứ sau mỗi khoảng thời gian (ví dụ 30 giây) lại đọc thể tích khí trong buret (V_t). Ghi giá trị V_t tại các thời điểm khác nhau.

Câu 5. Ta có: $\frac{0,068}{0,017} = 4 = 2^2$.

Như vậy: cần giảm 10 · 2 = 20 °C.

Ở nhiệt độ 25 °C, tốc độ phản ứng là 0,017 mol/(L.min).

Ở bài tập này, HS luyện tập cách áp dụng quy tắc Van't Hoff.

CHƯƠNG 7 NGUYÊN TỐ NHÓM HALOGEN

Bài 21. NHÓM HALOGEN

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Nêu được trạng thái tự nhiên của các nguyên tố halogen.

– Mô tả được trạng thái, màu sắc; mô tả và giải thích được sự biến đổi nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các đơn chất halogen.

– Trình bày được xu hướng các halogen nhận thêm 1 electron (từ kim loại) hoặc dùng chung electron (với phi kim) để tạo hợp chất ion hoặc hợp chất cộng hoá trị dựa theo cấu hình electron.

– Giải thích được xu hướng phản ứng của các đơn chất halogen với hydrogen.

– Viết được phương trình hoá học của phản ứng tự oxi hoá – khử của chlorine.

– Thực hiện được (hoặc quan sát video) một số thí nghiệm chứng minh tính oxi hoá mạnh của các halogen và so sánh tính oxi hoá của các halogen trong nhóm VIIA.

II CHUẨN BỊ

– Học liệu: bảng tuần hoàn.

– Dụng cụ thí nghiệm: panh (nhíp), bình tam giác, ống nghiệm, kẹp gỗ.

– Hoá chất thí nghiệm: giấy màu, bình đựng khí Cl_2, dung dịch NaBr, dung dịch NaI, nước Cl_2, nước Br_2 loãng, kẽm hạt, đồng lá, dung dịch HCl loãng, $NaHCO_3$ rắn, dung dịch NaF, dung dịch NaCl, dung dịch $AgNO_3$.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Trạng thái tự nhiên

Trong tự nhiên, nguyên tố fluorine và chlorine khá phổ biến.

Nguyên tố bromine có hàm lượng ít hơn so với fluorine và chlorine, không có khoáng chất riêng, có trong nước biển, muối mỏ.

Nguyên tố iodine thường tồn tại ở dạng iodide trong nước biển và lẫn trong các muối của kim loại kiềm, trong một số loại rong biển,...

Bảng 21.1 sắp xếp mức độ phổ biến của các nguyên tố trong vỏ Trái Đất, vị trí của F, Cl, Br, I lần lượt là 13, 21, 59, 63.

Bảng 21.1. *Đồng vị bền và phần trăm số nguyên tử của các nguyên tố halogen trong vỏ Trái Đất*

F	Cl	Br	I
^{19}F (100%)	^{35}Cl (75,4%) ^{37}Cl (24,6%)	^{79}Br (50,5%) ^{81}Br (49,5%)	^{127}I (100%)

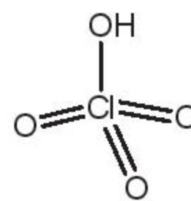
2. Cấu tạo nguyên tử, phân tử

a) Số oxi hoá trong hợp chất thường là số lẻ: –1, +1, +3, +5, +7.

Fluorine chỉ có số oxi hoá –1 do F có độ âm điện lớn nhất và chỉ thể hiện khuynh hướng nhận 1 electron hoặc góp chung 1 electron.

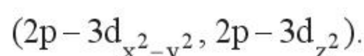
Chlorine ngoài số oxi hoá –1 còn có số oxi hoá +1, +3, +5, +7 trong hợp chất với fluorine và oxygen. Số oxi hoá lẻ ở đây do chlorine có khuynh hướng sử dụng số lẻ electron tham gia liên kết, bao gồm 1 electron độc thân và 1 cặp, 2 cặp hoặc toàn bộ 3 cặp electron trên orbital 3p và 3s.

Ví dụ 1: Số oxi hoá của nguyên tử Cl trong phân tử $HClO_4$ là +7.

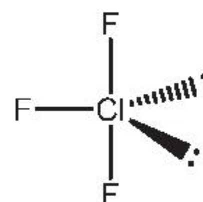


Giải thích: nguyên tử Cl ở trạng thái lai hoá sp^3, tạo 1 liên kết cộng hoá trị và 3 liên kết cho – nhận với 4 nguyên tử O.

Ngoài ra, phân tử $HClO_4$ còn được làm bền nhờ tạo 2 liên kết π cho – nhận giữa orbital 2p của O và orbital 3d của Cl:

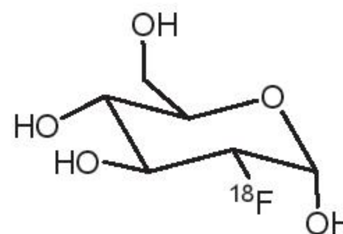

$(2p - 3d_{x^2-y^2}, 2p - 3d_{z^2})$.

Ví dụ 2: Số oxi hoá của nguyên tử Cl trong phân tử ClF_3 là +3.



Giải thích: nguyên tử Cl ở trạng thái lai hoá sp^3d, tạo 3 liên kết cộng hoá trị với 3 nguyên tử F, 2 cặp electron lai hoá không tham gia liên kết.

b) Ứng dụng của đồng vị phóng xạ trong y học

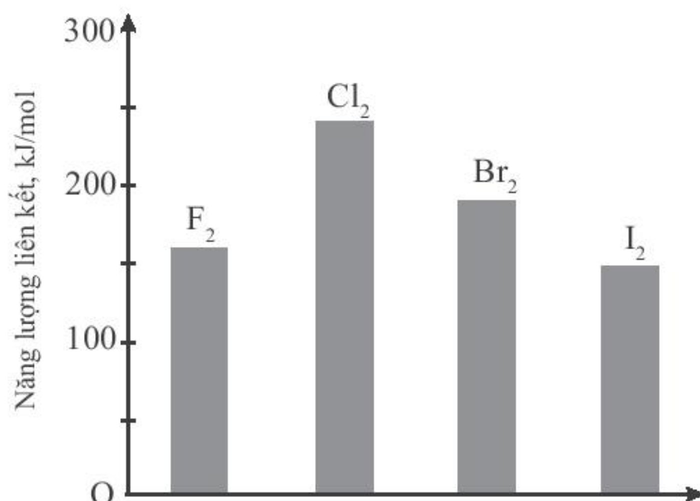


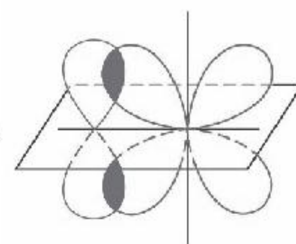
Fludeoxyglucose[^{18}F] (viết tắt là ^{18}F–FDG hoặc FDG) là dược phẩm phóng xạ trong y học. ^{18}F–FDG được tạo ra từ glucose khi thế nhóm hydroxyl ở carbon số 2 bằng nguyên tử ^{18}F phóng xạ positron.

Sau khi bệnh nhân được tiêm ^{18}F–FDG, máy chụp PET tạo ra hình ảnh hai chiều hoặc ba chiều về sự phân bố của ^{18}F–FDG trong cơ thể. Sự tập trung của ^{18}F–FDG ở vị trí có khối u là dấu hiệu lâm sàng giúp chẩn đoán ung thư.

Đồng vị phóng xạ ^{131}I dùng cho điều trị thường ở dạng hợp chất hợp chất vô cơ (sodium iodide, $Na^{131}I$) hoặc hợp chất hữu cơ (^{131}I–Lipiodol).

c) Năng lượng liên kết trong phân tử halogen từ F_2 đến I_2 không biến đổi một chiều





Trong phân tử F_2 chỉ có liên kết σ tạo bởi sự xen phủ orbital 2p–2p. Từ Cl_2 đến I_2, ngoài liên kết σ còn có 2 hai liên kết π cho–nhận (giữa hai orbital np và 2 orbital nd).

3. Tính chất vật lí

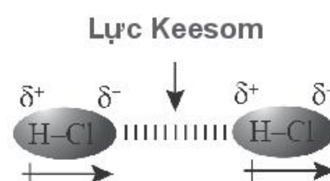
Lực van der Waals là lực tương tác giữa các phân tử, đặt theo tên nhà khoa học Hà Lan J. D van der Waals. Lực van der Waals có bản chất là lực tương tác tĩnh điện tương đối yếu và không đi kèm với sự hình thành liên kết hoá học.

Lực van der Waals có vai trò quan trọng xác định nhiều tính chất tập hợp của chất như: nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi, màu sắc, độ tan,...

Lực van der Waals bao gồm 3 loại lực: lực định hướng, lực cảm ứng và lực khuếch tán.

Lực định hướng là lực tương tác lưỡng cực – lưỡng cực xuất hiện giữa hai phân tử có cực ($\mu > 0$) ở khoảng cách đủ gần, khi đó các cực trái dấu của chúng sẽ hút nhau.

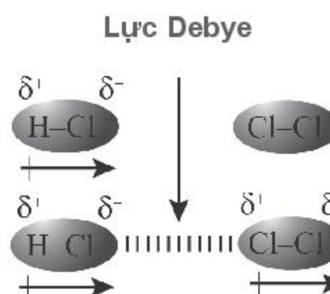
Lực định hướng còn gọi là lực Keesom và phụ thuộc chủ yếu vào moment lưỡng cực μ của các phân tử. Ví dụ, lực định hướng giữa các phân tử H–Cl được biểu diễn như ở bên.



Lực cảm ứng là lực tương tác lưỡng cực – lưỡng cực cảm ứng xuất hiện giữa một phân tử có cực ($\mu > 0$) và một phân tử không có cực ($\mu = 0$) ở khoảng cách đủ gần. Dưới tác dụng của điện trường phân tử có cực, phân tử không có cực bị phân cực hoá, tức là xuất hiện một lưỡng cực gọi là lưỡng cực cảm ứng, sau đó các cực trái dấu của chúng sẽ hút nhau.

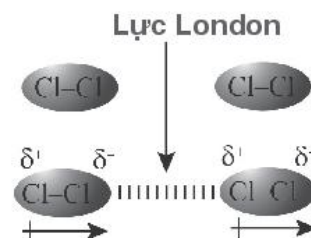
Lực cảm ứng còn gọi là lực Debye và phụ thuộc chủ yếu vào moment lưỡng cực μ của phân tử có cực và độ phân cực hoá của phân tử không có cực.

Độ phân cực hoá của một phân tử hoặc ion là mức độ bị biến dạng và chuyển dịch điện tích của phân tử hoặc ion đó dưới tác dụng của điện trường gây ra bởi phân tử hoặc ion khác. Ví dụ lực cảm ứng phân tử H—Cl và phân tử Cl—Cl.



Lực khuếch tán là lực tương tác giữa các lưỡng cực tạm thời hoặc cảm ứng xuất hiện giữa hai phân tử bất kì ở khoảng cách đủ gần. Do đám mây electron liên tục chuyển động, tại một thời điểm, trọng tâm điện tích âm và trọng tâm điện tích dương của nguyên tử, phân tử lệch nhau, tức là xuất hiện một lưỡng cực tạm thời, sau đó các cực trái dấu của chúng sẽ hút nhau.

Lực cảm ứng còn gọi là lực London và phụ thuộc chủ yếu vào độ phân cực hoá của các phân tử. Lực cảm ứng đóng vai trò chủ yếu trong tương tác giữa các phân tử không có cực như các phân tử halogen, oxygen, khí hiếm,... Ví dụ, lực cảm ứng giữa các phân tử Cl—Cl.



Lực van der Waals trong trường hợp chung là tổng của ba loại lực: lực định hướng, lực cảm ứng và lực khuếch tán. Lực van der Waals là loại lực tương tác yếu và mang dấu âm (lực hút chiếm ưu thế).

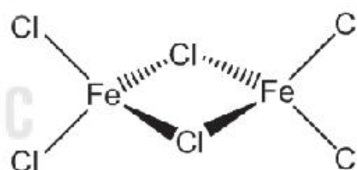
Các phân tử halogen là các phân tử không phân cực, tương tác van der Waals chỉ có thành phần lực khuếch tán. Từ F_2 đến I_2, khả năng bị phân cực hoá của các phân tử tăng, lực tương tác khuếch tán tăng. Kết quả này dẫn tới nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi tăng dần trong dãy halogen.

Trong tinh thể I_2, tương tác giữa các phân tử I_2 là tương tác khuếch tán yếu nên phân tử I_2 dễ tách ra khỏi tinh thể, chuyển từ thể rắn sang thể khí, tức có tính chất thăng hoa.

4. Tính chất hoá học

a) Tác dụng với kim loại

Khi đốt cháy dây iron trong khí chlorine, hình thành khói màu nâu là tập hợp các phân tử dimer Fe_2Cl_6.



Ở nhiệt độ cao của phản ứng, các phân tử dimer bay hơi khỏi bề mặt dây iron, tạo điều kiện thuận lợi cho các phản ứng tiếp diễn với lớp iron bên trong.

Ở nhiệt độ cao, Al, Fe tác dụng với halogen từ Cl_2 đến I_2 thì ban đầu đều tạo sản phẩm dạng dimer.

b) Tác dụng với hydrogen

Flourine tác dụng với hydrogen ngay cả ở trong bóng tối và nhiệt độ rất thấp (–250 °C), tức F_2 ở thể rắn và H_2 ở thể lỏng, phản ứng rất mãnh liệt.

Trong công nghiệp, phản ứng giữa chlorine và hydrogen cung cấp một lượng nhỏ hydrogen chloride dùng sản xuất hydrochloric acid (phần lớn hydrogen chloride tận dụng từ sản phẩm các phản ứng tổng hợp hữu cơ).

Phản ứng giữa hơi iodine và hydrogen thuộc loại phản ứng đơn giản, được sử dụng như một ví dụ điển hình khi nghiên cứu về tốc độ phản ứng và cân bằng hoá học.

c) Tác dụng với nước

Cặp oxi hoá – khử	$F_2/2F^-$	$Cl_2/2Cl^-$	$B_2/2Br^-$	$I_2/2I^-$	$O_2, H^+/H_2O$
E^o, (V)	2,77	1,36	1,09	0,54	1,23

Flourine có thế điện cực chuẩn lớn hơn nhiều so với oxygen nên ở điều kiện thường, flourine oxi hoá được nước giải phóng oxygen.

Chlorine cũng có thế điện cực chuẩn lớn hơn oxygen nhưng ở điều kiện thường chlorine không oxi hoá được nước vì nồng độ Cl_2 thấp (Cl_2 tan ít trong nước) và sự chênh lệch thế điện cực nhỏ. Phản ứng thực tế xảy ra theo hướng chlorine tự oxi hoá, tự khử.

d) Tác dụng với dung dịch kiềm

Ở điều kiện thường, flourine tác dụng với dung dịch kiềm loãng tạo ra OF_2, với kiềm đặc tạo ra O_2:



$$2F_2 + 2NaOH\ (2\%) \longrightarrow OF_2 + 2NaF + H_2O$$



$$2F_2 + 4NaOH\ (\text{đặc}) \longrightarrow O_2 + 4NaF + 2H_2O$$

Khi sục khí chlorine vào dung dịch kiềm xảy ra các phản ứng: (1) chlorine tác dụng với nước, (2) hai acid sinh ra tác dụng với kiềm.

Trong môi trường kiềm, ion ClO^- bị phân huỷ khi đun nóng:



$$3ClO^- \xrightarrow{t^o} ClO_3^- + 2Cl^-$$

Do vậy, chlorine tác dụng với dung dịch kiềm đặc, nóng tạo thành muối chlorate.

Ở điều kiện thường, bromine và iodine tác dụng với dung dịch kiềm tạo ra muối bromate và iodate.

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1. TRẠNG THÁI TỰ NHIÊN

GV hướng dẫn HS tiến hành hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT: tập trung rèn luyện khả năng tìm kiếm thông tin về các dạng tồn tại của halogen trong tự nhiên và các ứng dụng của chúng.

Hoạt động 2. CẤU TẠO NGUYÊN TỬ, PHÂN TỬ

GV hướng dẫn HS vẽ trên khổ giấy to mô hình nguyên tử dạng hình tròn theo đúng tỉ lệ bán kính và ghi kèm các thông số tương ứng về nguyên tử.

Gợi ý HS vẽ biểu đồ hình cột để so sánh độ âm điện của các halogen. Hướng dẫn HS quan sát chiều hướng biến đổi (tăng, giảm) độ âm điện, từ đó đưa ra dự đoán về chiều biến đổi tính oxi hoá của các nguyên tử halogen.

Nhấn mạnh liên kết trong phân tử halogen X_2 là liên kết cộng hoá trị không có cực.

Hoạt động 3. TÍNH CHẤT VẬT LÍ

GV hướng dẫn HS tìm hình ảnh về màu sắc các đơn chất halogen.

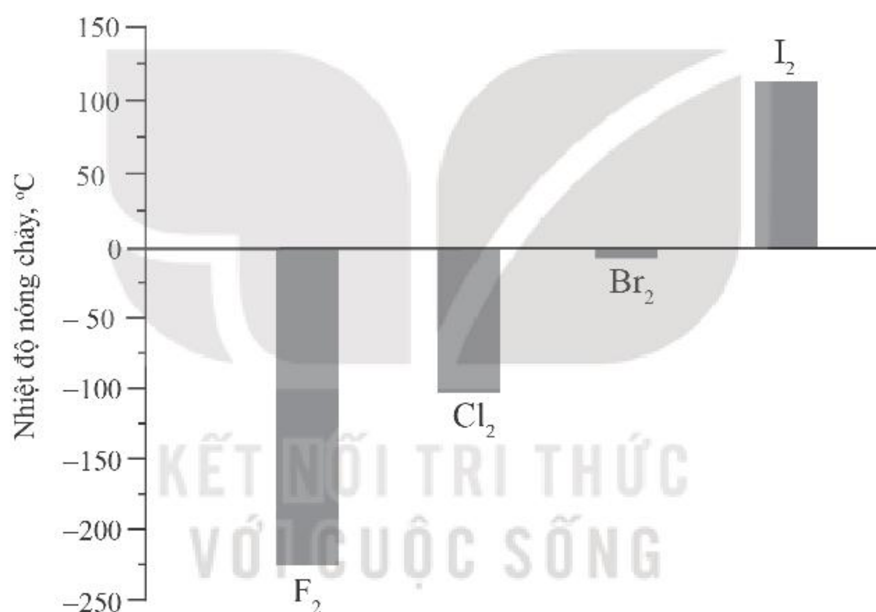
Hướng dẫn HS đưa ra nhận xét chiều hướng biến đổi nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi trên biểu đồ hình cột để đưa HS vào tình huống có vấn đề cần giải thích.

Mô tả sơ lược cho HS về lực tương tác van der Waals, sử dụng mô hình hoặc hình ảnh minh hoạ. Nhấn mạnh bản chất cả 3 loại lực đều là tương tác tĩnh điện, không có sự hình thành liên kết hoá học.

Hướng dẫn HS đưa ra nhận xét phân tử halogen thuộc loại phân tử không có cực, tương tác giữa chúng chỉ là tương tác khuếch tán yếu, lực tương tác tăng dần từ F_2 đến I_2.

Để trực quan, GV có thể hướng dẫn HS biểu diễn nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi của các đơn chất halogen ở dạng biểu đồ hình cột, sau đó nhận xét, giải thích.

Ví dụ, biểu đồ hình cột về nhiệt độ nóng chảy của các halogen như sau:



Hoạt động 4. TÍNH CHẤT HOÁ HỌC

Hướng dẫn HS nhắc lại các dự đoán về tính chất đặc trưng của các halogen là tính oxi hoá mạnh, mức độ giảm dần từ F_2 đến I_2.

Hướng dẫn HS khai thác các thí nghiệm ở hai dạng: thí nghiệm nghiên cứu và chứng minh giúp HS chủ động chiếm lĩnh kiến thức.

Trong phần hoạt động, GV đặt câu hỏi để HS nêu mối quan hệ giữa năng lượng liên kết và độ bền của phân tử, từ đó sắp xếp các phân tử HX theo chiều giảm dần độ bền.

Dựa vào độ bền, HS dự đoán phân tử dễ hình thành nhất và khó hình thành nhất từ các đơn chất, sau đó khái quát hoá thành xu hướng phản ứng giảm dần trong dãy.

GV hướng dẫn HS tính biến thiên enthalpy của từng phản ứng dựa vào năng lượng liên kết. GV có thể giao cho các nhóm trình bày trên khổ giấy to (dạng bảng, giản đồ năng lượng trạng thái đầu, cuối,…) để bình chọn nhóm nào có phần trình bày khoa học, đẹp nhất.

Halogen	$H_2(g)$	$X_2(g)$	2HX(g)	$\Delta_r H^o_{298}$, kJ/mol
F	436	159	569·2	−543
Cl	436	243	432·2	−185
Br	436	193	366·2	−103
I	436	151	299·2	−11

V. HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Các dạng hợp chất phổ biến của nguyên tố fluorine và chlorine trong tự nhiên

F	CaF_2 (fluorite) $Ca_5(PO_4)_3F$ (fluorapatite)	Na_3AlF_6 (cryolite)
Cl	NaCl (halite) KCl (sylvite) NaCl.KCl (sylvinite)	$KCl.MgCl_2.6H_2O$ (carnallite) $KCl.MgSO_4.3H_2O$ (kainite)

2. Một số sản phẩm thông dụng chứa halogen thường dùng trong thực tế

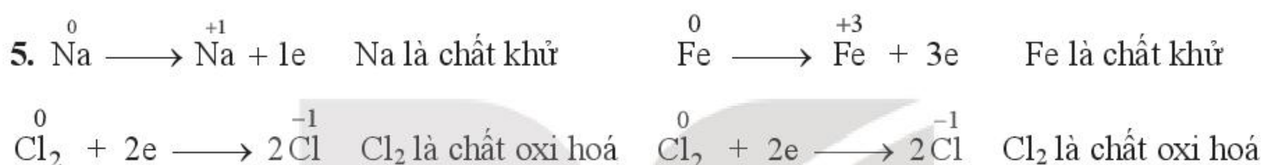
F	NaF: được sử dụng làm thuốc chống sâu răng, bổ sung vào kem đánh răng $Ca_5(PO_4)_3F$: sản xuất phân lân. $\text{+}CF_2—CF_2\text{+}_n$: tạo lớp chống dính trên bề mặt dụng cụ nấu nướng. CaF_2: chế tạo lăng kính, thấu kính quang học. Na_3AlF_6: chất trợ dung trong sản xuất nhôm. HF: sản xuất chế phẩm dùng khắc chữ lên thuỷ tinh.
Cl	NaCl: Muối ăn, muối mỏ, nước muối sinh lí. NaClO: nước Javel. $CaOCl_2$: sản xuất chất tẩy rửa, tiệt trùng. Chloramin–B ($C_6H_6ClNO_2S$) : chất tiệt trùng, tẩy uế. KCl: sản xuất phân kali NaCl: nguyên liệu sản xuất xút, chlorine, nước Javel. $\text{+}CH_2—CHCl\text{+}_n$: dùng sản xuất nhựa PVC.

	$KClO_3$: sản xuất thuốc nổ, pháo hoa, ngòi nổ, thuốc ở đầu que diêm. HCl: dùng trong nhiều ngành công nghiệp như luyện kim, phân bón,…
Br	AgBr: dùng tráng phim trong nhiếp ảnh.
I	KI hoặc KIO_3: bổ sung nguyên tố iodine trong muối iodised (hay iodized)

3. GV hướng dẫn HS mô tả sự hình thành liên kết cộng hoá trị, liên kết ion theo các bước đã học ở bài 11 và bài 12.

4. Nhiệt độ nóng chảy và nhiệt độ sôi của các đơn chất halogen tăng dần từ fluorine đến iodine.

Giải thích: Từ fluorine đến iodine, tương tác van der Waals giữa các phân tử đơn chất tăng do kích thước phân tử tăng và số electron tăng.

5. 

$\overset{0}{Na} \longrightarrow \overset{+1}{Na} + 1e$ Na là chất khử $\qquad \overset{0}{Fe} \longrightarrow \overset{+3}{Fe} + 3e$ Fe là chất khử

$\overset{0}{Cl_2} + 2e \longrightarrow 2\overset{-1}{Cl}$ Cl_2 là chất oxi hoá $\qquad \overset{0}{Cl_2} + 2e \longrightarrow 2\overset{-1}{Cl}$ Cl_2 là chất oxi hoá

Biểu diễn sự nhường, nhận electron bằng mũi tên:



6. Đổi đơn vị: 80 000 m^3 = 80 000 000 L.

$$m_{Cl_2} = \frac{5\ mg}{L} \cdot 80\,000\,000\ L = 4 \cdot 10^8\ mg = 400\ kg.$$

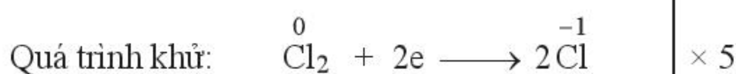
7. GV hướng dẫn HS viết quá trình oxi hoá chất khử và quá trình khử chất oxi hoá.



$$\overset{0}{Cl_2} + NaOH \xrightarrow{t^o} Na\overset{-1}{Cl} + Na\overset{+5}{Cl}O_3 + H_2O$$



Quá trình oxi hoá: $\overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{+5}{Cl} + 10e \quad | \times 1$



Quá trình khử: $\overset{0}{Cl_2} + 2e \longrightarrow 2\overset{-1}{Cl} \quad | \times 5$

Sau đó đặt hệ số 6 vào Cl_2 (tổng số phân tử Cl_2 tham gia quá trình oxi hoá và quá trình khử), hệ số 10 vào NaCl, hệ số 2 vào $NaClO_3$:



$$6Cl_2 + 12NaOH \xrightarrow{t^o} 10NaCl + 2NaClO_3 + 6H_2O$$

Giản ước hệ số:



$$3Cl_2 + 6NaOH \xrightarrow{t^o} 5NaCl + NaClO_3 + 3H_2O$$

8. $Cl_2 + 2NaBr \longrightarrow NaCl + Br_2$ chứng tỏ tính oxi hoá $Cl_2 > Br_2$.

$Br_2 + 2NaI \longrightarrow NaBr + I_2$ chứng tỏ tính oxi hoá $Br_2 > I_2$.

Nhận xét: Tính oxi hoá giảm dần theo thứ tự $Cl_2 > Br_2 > I_2$.

9. Vai trò của màng ngăn xốp để ngăn không cho các phân tử Cl_2 hình thành ở cực dương khuếch tán sang cực âm và ngăn các ion OH^- hình thành ở cực âm không khuếch tán sang cực dương.

Nếu không có màng ngăn xốp sẽ xảy ra phản ứng hoá học giữa Cl_2 và NaOH, khi đó sản phẩm thu được là nước Javel.

VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Câu hỏi kiểm tra đánh giá bám sát yêu cầu cần đạt của chương trình.

– GV sử dụng hiệu quả câu hỏi trong SGK và sách bài tập.

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "kể tên" các hợp chất phổ biến của halogen, "mô tả" chiều biến đổi tính chất vật lí.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "nhận xét", "giải thích" về xu hướng biến đổi nhiệt độ nóng chảy, nhiệt độ sôi, tính oxi hoá của các đơn chất halogen.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "vẽ hình mô tả", "thực hiện thí nghiệm", "giải thích hiện tượng" về thí nghiệm chứng minh tính oxi hoá mạnh của các halogen.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về các ứng dụng của halogen trong thực tiễn, kèm theo các tính toán hoá học.

Bài 22. HALOGEN HALIDE - MUỐI HALIDE

I MỤC TIÊU

Sau bài học, HS sẽ:

– Nhận xét và giải thích được sự biến đổi nhiệt độ sôi của các hydrogen halide từ HF đến HI dựa vào lực tương tác van der Waals và liên kết hydrogen.

– Trình bày được xu hướng biến đổi tính acid của dãy các hydrogenhalic acid.

– Thực hiện được thí nghiệm phân biệt các ion halide F^-, Cl^-, Br^-, I^- bằng thuốc thử là dung dịch silver nitrate.

– Trình bày được tính khử của các ion halide F^-, Cl^-, Br^-, I^- thông qua phản ứng với chất oxi hoá là sulfuric acid đặc.

– Nêu được ứng dụng của một số hydrogen halide.

II CHUẨN BỊ

– Học liệu: bảng tuần hoàn.

– Dụng cụ thí nghiệm: panh, cốc, đèn cồn, ống nghiệm.

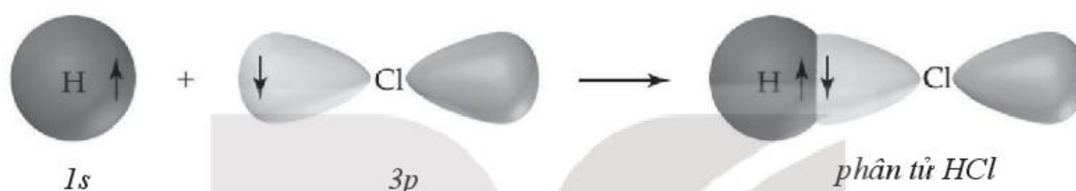
– Hoá chất thí nghiệm: Zn, Cu, $NaHCO_3$, dung dịch HCl.

III THÔNG TIN BỔ SUNG

1. Halogen halide

a) Cấu tạo phân tử

Phân tử hydrogen halide H—X chứa một liên kết cộng hoá trị tạo bởi sự xen phủ giữa orbital 1s của H và orbital np của halogen, ví dụ:



***Hình 22.1.** Sự xen phủ orbital trong phân tử HCl*

Năng lượng liên kết giảm dần từ H—F đến H—I bởi hai nguyên nhân:

– Mật độ electron vùng xen phủ giữa các orbital 1s–np giảm dần do kích thước orbital np tăng dần.

– Mức độ xen phủ vào nhau giữa orbital 1s–np giảm dần do độ âm điện của halogen giảm dần.

Độ phân cực của liên kết giảm dần từ H—F đến H—I do độ âm điện của các halogen giảm dần, nghĩa là phân tử H—F có độ phân cực lớn nhất trong dãy.

b) Tính chất vật lí

Phân tử H—F có đặc điểm: liên kết phân cực mạnh, nguyên tử H linh động, nguyên tử F có mật độ electron cao. Bởi vậy, giữa các phân tử HF hình thành được liên kết hydrogen do tương tác tĩnh điện giữa H linh động và cặp electron trên orbital lai hoá sp^3 của F.

Liên kết hydrogen giữa các phân tử HF trong HF lỏng là tương tác mạnh (29 kJ/mol). Độ dài liên kết F—H là 100 pm bằng $\frac{2}{3}$ khoảng cách F···H trong liên kết hydrogen (150 pm).

Giải thích sự biến đổi nhiệt độ sôi trong dãy hydrogen halide:

– HF có nhiệt độ sôi cao nhất do tạo được liên kết hydrogen giữa các phân tử H—F···H—F.

– Từ HCl đến HI, tương tác định hướng giảm do độ phân cực giảm nhưng tương tác khuếch tán tăng mạnh do kích thước phân tử tăng dần, mức độ phân cực hoá tăng.

Do tạo được liên kết hydrogen với nước nên HF tan vô hạn trong nước, các hydrogen halide khác đều tan tốt trong nước.

Trong dung dịch nước, halogen halide tạo hỗn hợp đồng sôi hay đẳng phí (azeotrope) có nồng độ phần trăm và nhiệt độ sôi xác định (Bảng 22.1).

Bảng 22.1. *Thành phần nồng độ và nhiệt độ sôi của dung dịch đẳng phí*

Hydrohalic acid	HF	HCl	HBr	HI
Nồng độ phần trăm	38%	20%	48%	57%
Nhiệt độ sôi (°C)	112	109	124	127

Ở dạng thương phẩm, hydrochloric acid nồng độ khoảng 36% có hiện tượng bốc khói khi để ngoài không khí ẩm. Điều này là do hydrogen chloride đã tan vào các hạt nước li ti trong không khí.

2. Hydrohalic acid

a) Tính chất hoá học

– Tính acid

Trong dãy từ H—F đến H—I, năng lượng liên kết giảm dần, lực acid tăng dần.

Dung dịch HF có tính chất độc đáo là khả năng ăn mòn thuỷ tinh vô cơ do phản ứng được với SiO_2 có trong thành phần thuỷ tinh:



$$SiO_2 + 4HF \longrightarrow SiF_4 + 2H_2O$$

Tiếp đó, SiF_4 tác dụng được với HF tạo thành $H_2[SiF_6]$:



$$SiF_4 + 2HF \longrightarrow H_2[SiF_6]$$

Tính chất này của dung dịch HF gây ra bởi hai yếu tố: ion F^- tạo được liên kết σ bền và liên kết π bền với Si^{4+} và ion H^+ kết hợp với O^{2-} tạo thành nước.

Trong dãy từ H—F đến H—I, năng lượng liên kết giảm dần, lực acid tăng dần.

Bảng 22.2. *Hằng số acid K_a trong dung dịch nước*

Hydrohalic acid	HF	HCl	HBr	HI
K_a	$7,8 \cdot 10^{-4}$	$1,5 \cdot 10^{7}$	$1,2 \cdot 10^{9}$	$4,9 \cdot 10^{10}$

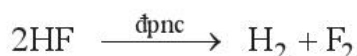
Các giá trị ở Bảng 22.2 được tính toán gián tiếp từ các dữ kiện nhiệt động học.

Hydrochloric acid có trong dịch vị dạ dày có vai trò quan trọng trong tiêu hoá (xúc tác cho quá trình thuỷ phân tinh bột, protein, chất béo,...) và tiêu diệt các vi khuẩn gây bệnh khi chúng theo thức ăn từ miệng vào dạ dày.

– Tính khử

Từ HF đến HI, tính khử tăng dần do khả năng nhường electron tăng dần từ F^- đến I^-.

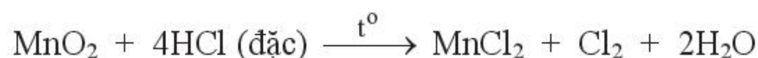
HF chỉ thể hiện tính khử dưới tác dụng của dòng điện. Năm 1886, Henri Moissan tách được fluorine khi điện phân nóng chảy hỗn hợp gồm KF và HF:



$$2HF \xrightarrow{đpnc} H_2 + F_2$$

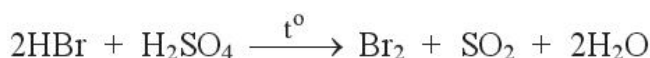
Hiện nay, hỗn hợp KF.3HF (nóng chảy ở 66 °C) vẫn được dùng là nguyên liệu để điều chế F_2 trong công nghiệp.

HCl thể hiện tính khử khi tác dụng với các chất oxi hoá mạnh như MnO_2, $KMnO_4$,...

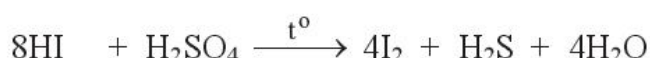


$$MnO_2 + 4HCl\ (đặc) \xrightarrow{t^o} MnCl_2 + Cl_2 + 2H_2O$$

HCl không khử được H_2SO_4 đặc, HBr khử được H_2SO_4 đặc thành SO_2, còn HI có khả năng khử H_2SO_4 đặc đến H_2S:



$$2HBr + H_2SO_4 \xrightarrow{t^o} Br_2 + SO_2 + 2H_2O$$



$$8HI + H_2SO_4 \xrightarrow{t^o} 4I_2 + H_2S + 4H_2O$$

IV GỢI Ý TỔ CHỨC CÁC HOẠT ĐỘNG DẠY, HỌC

Hoạt động 1. HYDROGEN HALIDE

1. Cấu tạo phân tử

GV hướng dẫn HS tiến hành hoạt động nhóm để rèn luyện năng lực GTHT: tập trung rèn luyện khả năng mô tả sự hình thành liên kết, phân tích cấu tạo phân tử để dự đoán và giải thích các tính chất vật lí và hoá học.

Dự đoán dựa vào cấu tạo phân tử H–X:

– Mức độ xen phủ và mật độ xen phủ giữa AO 1s của H và AO np của halogen giảm dần, năng lượng liên kết giảm dần, tính acid tăng dần.

– Độ phân cực liên kết giảm dần, liên kết H–F phân cực nhất, H linh động nhất nên có khả năng tạo liên kết hydrogen.

– Độ phân cực hoá của phân tử tăng dần nên từ HF đến HI, năng lượng tương tác van der Waals tăng dần.

2. Tính chất vật lí

GV tổ chức cho HS hoạt động nhóm để sử dụng số liệu Bảng 22.2 SGK để nhận xét xu hướng biến đổi nhiệt độ sôi của các hydrogen halide.

Để trực quan, GV có thể yêu cầu các nhóm vẽ biểu đồ hình cột biểu diễn sự biến đổi nhiệt độ sôi, sau đó thuyết trình và giải thích.

Hoạt động 3. HYDROHALIC ACID

GV chia nhóm HS và hướng dẫn các nhóm tiến hành các thí nghiệm theo hướng nghiên cứu, viết hiện tượng, phương trình hoá học.

Gợi ý HS nêu được các ứng dụng về tính chất hoá học của hydrochloric acid thông qua các câu hỏi phụ trong phiếu học tập, ví dụ:

Câu 1. Trong sản xuất công nghiệp:

a) Hydrochloric acid được dùng để đánh sạch lớp oxit, hiđroxit trên bề mặt kim loại trước khi sơn, hàn, mạ điện.

Viết 2 phản ứng xảy ra khi dùng hydrochloric acid đánh sạch bề mặt kim loại Cu.

b) Hydrochloric acid được dùng để sản xuất muối clorua. Viết phản ứng sản xuất $CaCl_2$ từ đá vôi và hydrochloric acid.

Câu 2. Trong cơ thể người, dịch vị dạ dày có môi trường hydrochloric acid giúp hỗ trợ tiêu hoá.

a) Một bệnh nhân bị đau dạ dày do dư thừa acid, bác sĩ kê đơn thuốc uống có chứa $NaHCO_3$. Viết phản ứng minh hoạ tác dụng của thuốc.

b) Ở nhiệt độ 37 °C, tinh bột bị thuỷ phân dưới tác dụng của xúc tác enzyme trong môi trường hydrochloric acid. Viết phản ứng thuỷ phân tinh bột thành glucose.

Hoạt động 3. MUỐI HALIDE

GV hướng chia nhóm và hướng dẫn HS làm hoặc quan sát thí nghiệm nhận biết ion halide bằng thuốc thử $AgNO_3$.

Hướng dẫn HS so sánh, sắp xếp tính khử của NaCl, NaBr, NaI thông qua tác nhân oxi hoá là H_2SO_4 đặc.

NaCl không khử được H_2SO_4 đặc, NaBr khử được H_2SO_4 đặc thành SO_2, còn NaI khử được H_2SO_4 đặc xuống H_2S, là hợp chất có số oxi hoá thấp nhất của sulfur.

Tuỳ điều kiện của từng trường học, GV có thể tổ chức hoạt động tinh chế muối ăn cho HS theo các bước sau:

Bước 1: Cho khoảng 10 gam muối ăn cho vào cốc loại loại 250 mL. Dùng ống đong lấy khoảng 30 mL nước cất và chuyển vào cốc. Đun cốc trên bếp và khuấy đều đến khi muối tan hết.

Bước 2: Chuyển phần dung dịch muối ăn vào phễu lọc để lọc lấy phần dung dịch.

Bước 3: Chuyển toàn bộ phần nước lọc vào cốc loại 250 mL. Đặt cốc lên tấm lưới tản nhiệt và đun sôi nhẹ trên bếp để làm bay bớt hơi nước đến khi thể tích dung dịch còn khoảng 15 mL. Tinh thể muối ăn xuất hiện nhiều.



Hình 22.2. *Bộ dụng cụ lọc*

Tắt bếp, chờ cốc hạ nhiệt thì nhấc cốc ra khỏi bếp.

Bước 4: Gạn bớt phần dung dịch bão hoà ra cốc rồi chuyển phần muối kết tinh lên phễu lọc. Dùng dung dịch bão hoà vừa gạn để tráng lấy phần tinh thể còn bám trên cốc.

Bước 5: Thấm khô muối bằng cách kẹp giữa hai tờ giấy lọc.

Bước 6: Lấy khoảng 0,5 gam muối ban đầu và 0,5 gam muối vừa tinh chế cho vào hai ống nghiệm. Thêm vào mỗi ống nghiệm khoảng 3 mL nước cất, lắc đều cho muối tan hết.

Nhỏ vào mỗi ống nghiệm khoảng 2 mL dung dịch NH_3 2M và vài giọt dung dịch Na_2HPO_4 bão hoà để thực hiện phản ứng:



$$MgCl_2 + NH_3 + Na_2HPO_4 \longrightarrow Mg(NH_4)PO_4\downarrow + 2NaCl$$

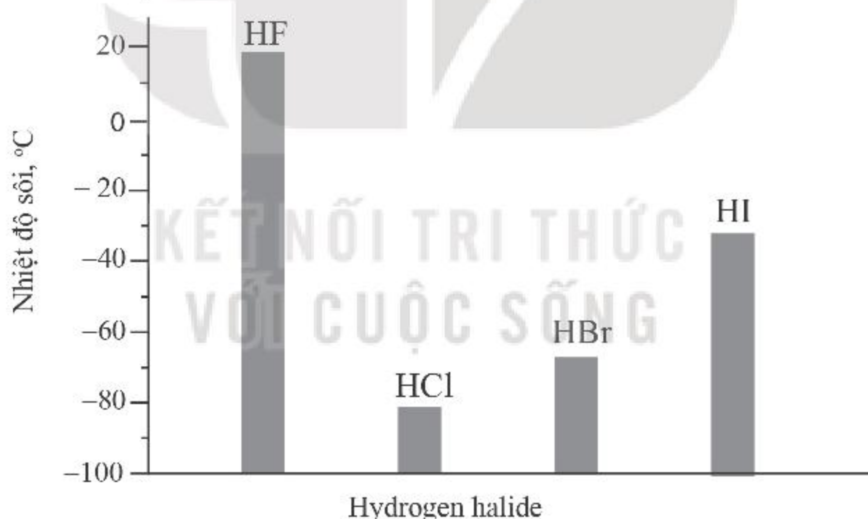
Sự tạo thành kết tủa trắng giúp nhận biết muối magnesium tạp chất còn lại.

Quan sát độ đục trong hai ống nghiệm để so sánh độ tinh khiết của muối ăn trước và sau khi kết tinh.

V HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

1. Xu hướng biến đổi độ dài liên kết trong dãy HX: độ dài liên kết tăng dần từ HF đến HI chủ yếu do bán kính halogen tăng dần.

2. GV có thể hướng dẫn HS sử dụng trực tiếp số liệu ở Bảng 22.2 SGK hoặc sử dụng số liệu đó để vẽ biểu đồ hình cột:



HF lỏng có nhiệt độ sôi cao bất thường trong dãy do có khả năng tạo liên kết hydrogen liên phân tử, làm các phân tử HF tương tác với nhau mạnh và cần ở nhiệt độ cao mới phá vỡ tương tác này để các phân tử bay hơi, tức sôi ở nhiệt độ cao hơn.

Từ HCl đến HI, lực tương tác van der Waals tăng dần, nhiệt độ sôi tăng dần.

3. Tinh chế vàng từ hỗn hợp chất rắn gồm vàng và kẽm bằng cách ngâm hỗn hợp trong dung dịch HCl, khi đó kẽm sẽ tan, còn lại vàng.

4. Các phương trình hoá học:

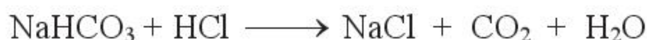


$$Fe + 2HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$$


$$MgO + 2HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$$


$$Cu(OH)_2 + 2HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2H_2O$$

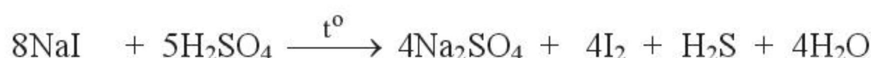

$$AgNO_3 + HCl \longrightarrow AgCl + HNO_3$$


$$NaHCO_3 + HCl \longrightarrow NaCl + CO_2 + H_2O$$

5. Acid HCl thường dùng để đánh sạch các lớp oxide, hydroxide, muối carbonate bám trên bề mặt kim loại dựa trên tính acid mạnh của HCl.

6. Trong phản ứng với H_2SO_4 đặc, NaBr và NaI đóng vai trò chất khử, còn H_2SO_4 đặc đóng vai trò chất oxi hoá.


$$2NaBr + H_2SO_4 \xrightarrow{t^o} Na_2SO_4 + Br_2 + SO_2 + 2H_2O$$


$$8NaI + 5H_2SO_4 \xrightarrow{t^o} 4Na_2SO_4 + 4I_2 + H_2S + 4H_2O$$

7. Nước biển có nồng độ NaCl khoảng 3% và khoảng 0,5% các muối khác. Với nồng độ muối cao, nước biển là một dung dịch có tính ưu trương. Do đó, nếu tưới cây bằng nước biển, do hiện tượng thẩm thấu, nước từ trong tế bào cây trồng sẽ thoát ra qua màng tế bào, gây mất nước thay vì bổ sung nước cho cây.

8. a) Nước muối dùng tiêm truyền tĩnh mạch cần vô trùng tuyệt đối và phải dùng theo chỉ định của bác sĩ.

b) Khối lượng muối ăn cần dùng khoảng 9 gam.



VI GỢI Ý KIỂM TRA, ĐÁNH GIÁ

– Câu hỏi kiểm tra đánh giá bám sát yêu cầu cần đạt của chương trình.

– GV sử dụng hiệu quả câu hỏi trong SGK và sách bài tập.

– Đánh giá năng lực NTHH của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "nhận xét", "mô tả" chiều biến đổi nhiệt độ sôi của hydrogen halide, tính acid của hydrohalic acid, tính khử của các ion halide.

– Đánh giá năng lực GQVĐ của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "so sánh", "giải thích" về xu hướng biến đổi nhiệt độ sôi, tính acid của hydrohalic acid.

– Đánh giá năng lực THTN của HS bằng các câu hỏi có các cụm từ "vẽ hình mô tả", "thực hiện thí nghiệm", "giải thích hiện tượng" về thí nghiệm nhận biết ion halide bằng thuốc thử silver nitrate, so sánh tính khử của ion halide với sulfuric acid đặc.

– Đánh giá năng lực VDKT của HS bằng các câu hỏi có nội dung kiến thức tương tự bài học về các ứng dụng của hydrohalic acid trong thực tiễn, kèm theo các tính toán hoá học.

Bài 23. ÔN TẬP CHƯƠNG 7

HƯỚNG DẪN TRẢ LỜI CÂU HỎI TRONG SGK

Câu 1. Đáp án A. Liên kết có độ phân cực lớn nhất là H—F.

Câu 2. Đáp án C. Bán kính nguyên tử biến đổi theo chiều tăng dần.

Câu 3. Đáp án A. Chất có tính oxi hoá mạnh nhất là F_2.

Câu 4. Đáp án C. Cần đậy miệng bình thu khí Cl_2 bằng bông có tẩm dung dịch NaOH.

Câu 5. Đáp án D. Khối lượng muối hộ gia đình thu được là:

$$30 \cdot 200\,000 \cdot \frac{60}{100} = 3\,600\,000 \text{ (gam)} = 3\ 600 \text{ kg}$$

Câu 6.

– Trường hợp 1: Cả hai muối NaX và NaY đều tác dụng với $AgNO_3$ tạo thành kết tủa.

Gọi công thức chung của hai muối là $Na\overline{X}$ để viết phương trình hoá học:



$$Na\overline{X} + AgNO_3 \longrightarrow NaNO_3 + Ag\overline{X}$$

Nhận xét: $n_{Na\overline{X}} = n_{Ag\overline{X}} \Rightarrow \frac{0,402}{23+\overline{X}} = \frac{0,574}{108+\overline{X}} \Rightarrow \overline{X} = 175,66$

Như vậy, một nguyên tố halogen phải có nguyên tử khối lớn hơn 175,66, nguyên tố này không có trong tự nhiên ⇒ Loại.

– Trường hợp 2: Chỉ có một trong hai muối NaX và NaY tác dụng với $AgNO_3$ tạo thành kết tủa.

Đến đây có thể kết luận hai muối ban đầu là NaF và NaCl ⇒ Đáp án A.

Nhà xuất bản Giáo dục Việt Nam xin trân trọng cảm ơn các tác giả có tác phẩm, tư liệu được sử dụng, trích dẫn trong cuốn sách này.

Chịu trách nhiệm xuất bản:
Chủ tịch Hội đồng Thành viên NGUYỄN ĐỨC THÁI
Tổng Giám đốc HOÀNG LÊ BÁCH

Chịu trách nhiệm nội dung:
Tổng biên tập PHẠM VĨNH THÁI

Biên tập nội dung: NGUYỄN THANH GIANG – VĂN THỊ MINH HUỆ – NGUYỄN VĂN NGUYÊN
Thiết kế sách: PHẠM NGỌC THÀNH
Trình bày bìa: NGUYỄN BÍCH LA
Sửa bản in: PHẠM THỊ TÌNH – PHAN THỊ THANH BÌNH
Chế bản: CÔNG TY CP DỊCH VỤ XUẤT BẢN GIÁO DỤC HÀ NỘI

HOÁ HỌC 10 – SÁCH GIÁO VIÊN

Mã số: G1HGXH001H22

In .... cuốn (QĐ .... SLK), khổ 19 x 26,5cm.
In tại Công ty cổ phần in .... Số ĐKXB: 1147-2022/CXBIPH/5-709/GD
Số QĐXB: .... / QĐ-GD ngày ... tháng ... năm 2022.
In xong và nộp lưu chiểu tháng .... năm 2022.
Mã số ISBN: 978-604-0-32770-3



HUÂN CHƯƠNG HỒ CHÍ MINH

BỘ SÁCH GIÁO VIÊN LỚP 10 – KẾT NỐI TRI THỨC VỚI CUỘC SỐNG

1. Ngữ văn 10, tập một – SGV
2. Ngữ văn 10, tập hai – SGV
3. Chuyên đề học tập Ngữ văn 10 – SGV
4. Toán 10 – SGV
5. Chuyên đề học tập Toán 10 – SGV
6. Lịch sử 10 – SGV
7. Chuyên đề học tập Lịch sử 10 – SGV
8. Địa lí 10 – SGV
9. Chuyên đề học tập Địa lí 10 – SGV
10. Giáo dục Kinh tế và Pháp luật 10 – SGV
11. Chuyên đề học tập Giáo dục Kinh tế và Pháp luật 10 – SGV
12. Vật lí 10 – SGV
13. Chuyên đề học tập Vật lí 10 – SGV
14. Hoá học 10 – SGV
15. Chuyên đề học tập Hoá học 10 – SGV
16. Sinh học 10 – SGV
17. Chuyên đề học tập Sinh học 10 – SGV
18. Công nghệ 10 – Thiết kế và Công nghệ – SGV
19. Chuyên đề học tập Công nghệ 10 – Thiết kế và Công nghệ – SGV
20. Công nghệ 10 – Công nghệ trồng trọt – SGV
21. Chuyên đề học tập Công nghệ 10 – Công nghệ trồng trọt – SGV
22. Tin học 10 – SGV
23. Chuyên đề học tập Tin học 10 – Tin học ứng dụng – SGV
24. Chuyên đề học tập Tin học 10 – Khoa học máy tính – SGV
25. Mĩ thuật 10 – SGV
26. Chuyên đề học tập Mĩ thuật 10 – SGV
27. Âm nhạc 10 – SGV
28. Chuyên đề học tập Âm nhạc 10 – SGV
29. Hoạt động trải nghiệm, hướng nghiệp 10 – SGV
30. Giáo dục thể chất 10 – Bóng chuyền – SGV
31. Giáo dục thể chất 10 – Bóng đá – SGV
32. Giáo dục thể chất 10 – Cầu lông – SGV
33. Giáo dục thể chất 10 – Bóng rổ – SGV
34. Giáo dục quốc phòng và an ninh 10 – SGV
35. Tiếng Anh 10 – Global Success – SGV

Các đơn vị đầu mối phát hành

- **Miền Bắc:** CTCP Đầu tư và Phát triển Giáo dục Hà Nội
  CTCP Sách và Thiết bị Giáo dục miền Bắc
- **Miền Trung:** CTCP Đầu tư và Phát triển Giáo dục Đà Nẵng
  CTCP Sách và Thiết bị Giáo dục miền Trung
- **Miền Nam:** CTCP Đầu tư và Phát triển Giáo dục Phương Nam
  CTCP Sách và Thiết bị Giáo dục miền Nam
- **Cửu Long:** CTCP Sách và Thiết bị Giáo dục Cửu Long

Sách điện tử: http://hanhtrangso.nxbgd.vn

Kích hoạt để mở học liệu điện tử: Cào lớp nhũ trên tem để nhận mã số. Truy cập http://hanhtrangso.nxbgd.vn và nhập mã số tại biểu tượng chìa khoá.



